





CORSO ELEMENTARE

DI

CHIMICA MODERNA



ADORNATO

DI MOLTE TAVOLE ILLUSTRATIVE

DEL COMMENDATORE

PROSPERO CARLEVARIS

Dottore in Medicina delle Università di Pisa e di Torino,
Dottore aggregato in Scienze fisiche a quella di Genova,
Professore di Chimica del R. Museo Industriale Italiano, della Scuola Superiore di Guerra
e dell'Istituto Tecnico di Torino

TESTO DEL VOLUME PRIMO



TORINO

Presso **AUGUSTO FEDERICO NEGRO** Editore

4, Via Alferi, 4.

Prezzo del Volume Primo colla Tavola.

Per gli Associati al Corso completo L. 6 »
Per i non Associati. » 7 50

- Bernoulli G. G.** — Vademecum del meccanico, manuale pratico pei meccanici, gli ingegneri e gli industriali; traduzione sulla XI Edizione di Stoccarda, riveduta da F. AUTENHEIMER, e dall'Ing. Prof. Cav. G. COLOMBO. — Un vol. in-16 di 552 pag. con 166 incisioni L. 8 »
- Bettoli PARMENIO.** — Vocabolario tecnico italiano-francese e francese-italiano, ad uso dei costruttori di lavori pubblici e più specialmente degli ingegneri ed agenti delle strade ferrate, adorno di tavole litografiche. — Un vol. di 400 pagine a due colonne » 5 »
- Boidi Prof. GIUS. A.** — Corso metodico-teorico-pratico di disegno topografico, corredato di tavole a differenti scale, a penna ed a colori, conforme ai programmi governativi degli istituti tecnici e industriali-professionali, e ad uso delle scuole degli ingegneri idraulici, civili e militari:
- PARTE PRIMA — Contiene gli esercizi preparatorii da eseguirsi a matita e il disegno topografico lineare e di effetto a tratteggi colia penna. — 13 Tavole con testo » 8 »
- PARTE SECONDA — Contiene gli esercizi d'ombreggio a colori, le linte convenzionali e il disegno topografico a linte naturali all'acquarello. — 8 Tavole con testo » 10 »
- APPENDICE — Contiene il disegno di piani di dreoaggio, progetti di strade ed opere d'arte all'acquarello a colori, disegno olografico. — 11 Tavole con testo » 13 »
- Cantalupi Cav. ANTONIO.** — Raccolta di tavole e formole ad uso degli ingegneri. — Un vol. di 836 pag. in-8°, con 81 incisioni; seconda edizione riveduta ed accresciuta . . » 20 »
- Detto** — Trattato pratico di architettura stradale, con tavole. — Opera ad uso degli ingegneri e costruttori delle strade comuni, dei ponti e delle ferrovie. — Essa conterà di due volumi e sarà distribuita in circa 15 fascicoli, di cui sono pubblicati i primi 11. — Ogni fascicolo vale » 2 »
- Detto** — La scienza e la pratica per la stima delle proprietà stabili. — Un volume in-8°, corredato di circa 60 incisioni » 14 »
- Detto** — Istituzioni pratiche elementari sull'arte di costruire le fabbriche civili. — Un volume in-8° con figure . . » 14 »
- Detto** — Trattato completo d'agrimensura — Due vol. in-8° con 12 tavole incise in rame » 10 50
- Codazza Prof. GIOVANNI.** — Nozioni teorico-pratiche sul taglio delle pietre e sulle centine delle volte. — PARTE PRIMA: *Del taglio delle pietre.* — PARTE SECONDA: *Delle centine delle volte.* — Un vol. in-8° con atlante di 29 tavole » 7 50
- Dell'Acqua Ing. Cav. CARLO.** — Norme pratiche per ben costruire ed applicare i parafulmini, con tavole . . » 1 75
- De Vico Prof. ANDREA.** — Trenta tavole di ornamenti architettonici greci, romani e italiani nelle loro più classiche epoche dell'arte; in-foglio » 60 »
- Emy A. R.** — Trattato dell'arte del carpentiere, tradotto dall'Ingegnere GIO ANTONIO ROMANO, con note ed appendice sotto la direzione speciale del dottor GUSTAVO BUCHIA. — 2 volumi in-foglio, con moltissime tavole . . » 150 »

CORSO ELEMENTARE

DI

CHIMICA MODERNA



ADORNO

DI MOLTE TAVOLE ILLUSTRATIVE

DEL COMMENDATORE

PROSPERO CARLEVARIS

Dottore in Medicina delle Università di Pisa e di Torino,

Dottore aggregato in Scienze fisiche a quella di Genova,

Professore di Chimica del R. Museo Industriale Italiano, della Scuola Superiore di Guerra
e dell'Istituto Tecnico di Torino

VOLUME PRIMO



TORINO

Presso **AUGUSTO FEDERICO NEGRO** Editore

4, Via Alfieri, 4.

1871

Proprietà letteraria ed artistica, con riserva della traduzione.

Torino, 1871 — Stamperia dei Compositori-Tipografi, A. Odonezno e Comp.
via del Teatro d'Angennes, 16.

AL BENIGNO LETTORE

Da anni gli alunni mi chiedono, ed indulgenti gli amici consigliano faccia di pubblica ragione le mie *Lezioni di Chimica*.

Assento quest'anno, dopo essermi negli antecedenti persuaso della relativa bontà del metodo che ho nell'insegnamento seguito, e che perciò fino a prova in contrario mantengo.

Ho diviso il mio *Corso Elementare* in tre parti che abbracciano: la prima, le generalità, ossia i principi della scienza fondamentali, la storia dei metalloidi, dei composti loro precipui, degli usi e delle applicazioni d'entrambi; la seconda e la terza, alle quali sto lavorando, e di cui affretterò quanto più mi sarà possibile la pubblicazione, l'una, la storia dei metalli industriali ed utili, e delle loro combinazioni saline, l'altra, la chimica organica.

Nella prima parte ho creduto debito mio, esposta la teoria degli equivalenti, darne coll'atomica la plausibile spiegazione, a questa ricorrendo poi, sia perchè alla grande maggioranza dei chimici accetta, sia perchè valevole a darci di una moltitudine di fatti la ragione indarno altrimenti cercata.

Il mio non è lavoro dettato a comodo dei giovani che

desiderano nozioni di chimica condensate, e direi *coobate*, da appiccicarsi alla memoria per conseguire in un qualsivoglia esame l'idoneità di cui le pigre mediocrità si contentano (1).

Meditandolo con amore, ho curato riuscisse tale da porgere, a cui più non si dedichi dopo altrimenti alla chimica, una cognizione sufficiente di lei, quale a veramente colto uomo si addice, a chi voglia negli studi procedere oltre, ed a questi accoppiare l'azione che li applica, le norme a saper leggere corretto, ad intendere le opere di maggior lena, a studiarle con retto criterio, a lavorare razionalmente, e con frutto.

P. CARLEVARIS.

(1) Le tavole che accompagneranno il testo sono state disegnate dall'alunno del terzo anno della Sezione Meccanica e Costruzione dell'Istituto Industriale di Torino, signor E. Dubosc, al quale per conseguenza l'autore attesta la sua affettuosa riconoscenza.

INTRODUZIONE

Chimica, etimologia, definizione — Materia, corpi, particelle, molecole ed atomi — Spiegazioni ed esperimenti — Coesione — Stato solido, liquido e gassoso dei corpi — Affinità — Differenza tra i fenomeni fisici ed i fenomeni chimici sperimentalmente dimostrata — Reazioni chimiche — Permanente modificazione delle molecole — Combinazione — Doppia decomposizione — Doppio scambio; sostituzione — Decomposizione — Dissociazione — Condizioni necessarie all'esercizio della chimica affinità — Soluzione — Corpi semplici e corpi composti — Tavola coi nomi, simboli e pesi atomici dei semplici — Metalloidi e metalli.

La Chimica così chiamata dalla voce *Chem* o *Chim*, con cui designavasi anticamente l'Egitto, paese nel quale credesi che abbia avuto la culla, tenuto conto del vastissimo campo che abbraccia oggidì, può essere definita:

Quella parte della naturale filosofia la quale studia la materia ponderabile nei corpi, e le leggi delle permanenti modificazioni in virtù delle quali la natura, e l'arte che imita la natura, la mettono in continua circolazione.

La materia, della quale ignoriamo finora la essenza, è tutto ciò che afferma la sua esistenza esercitando la sua azione sugli organi dei nostri sensi. Ell'è che riempie, ed anzi forma il sensibile universo.

I corpi sono porzioni di materia limitate, e dotate di estensione e di forma.

Nci corpi, costituiti tutti, nessuno eccettuato, di materia, hannosi a considerare le *particelle*, le *molecole* e gli *atomi*.

Diconsi *particelle* le porzioni più o meno esili, ma tuttavolta numerosissime, in cui può essere meccanicamente diviso e suddiviso un corpo, e delle quali noi possiamo pur sempre immaginare possibile una ulterior divisione.

Sono le *molecole* quelle porzioni di un corpo le quali in maggiore o minor numero concorrono a formarne le *particelle*, di cui niun mezzo meccanico può operare la divisione, e che cessano dall'essere quelle che erano se questa divisione in altri più efficaci modi si ottenga. In altre parole, le molecole di un corpo sono la più piccola quantità di lui che possa aversi libera, e che una ulterior divisione distrugge, o per meglio dire risolve in parti ultime, in materiali individualità a tutti i modi assolutamente indivisibili.

Queste ultime parti a niun patto più divisibili che concorrono alla formazione delle molecole, si dicono *atomi*, con greca voce composta che vale appunto *non divisibile*.

Può la particella per conseguenza contenere un certo numero di molecole identiche tutte fra loro, possono le molecole essere costituite da uno, due o più atomi, ma l'atomo è unico sempre, nè varia che per la diversa materia, o per la forma che in lui ha vestita la materia, una forse per tutti i corpi.

Spicghiamoci cogli esempi: quanto vediamo, udiamo, tocchiamo, gustiamo, odoriamo, è materia che a noi si rivela, e che afferma di esistere ai sensi della vista, dell'udito, del tatto, dell'olfato; materia il sole, la terra, il firmamento colle migliaia e migliaia di mondi, materia l'immensurato universo. L'albero è porzione di materia circoseritta che ha preso forma e figura; il fiore che ci allieta coi vivi colori, le specie minerali diverse, gli animali, son corpi, e noi stessi siam corpi non dissimili dagli altri tutti.

Prendiamo un pezzo del giallo solfo di cui tanta è copia nelle vulcaniche terre della meridionale Italia, e del bianco marmo che forma delle intiere montagne.

Entrambi questi due corpi noi possiamo dividere e suddividere in particelle man mano più sottili, più tenui, la minima delle

quali, quella stessa che il nudo occhio più non vedrebbe, osservata con un buon microscopio, risulterebbe divisibile ancora in altre assai particelle, se ad operarne la divisione soccorressero i mezzi meccanici. Ponete per ipotesi che questi mezzi non manchino. Arriverà pur sempre un momento in cui avremo raggiunto il massimo possibile grado di divisibilità. Le parti dello solfo in tal caso meccanicamente non più divisibili ce ne rappresentano le molecole.

Il marmo può essere diviso anch'egli in particelle, e queste in similari molecole.

Ma ognuna di queste molecole meccanicamente indivisibile, consta di cinque atomi di tre sostanze diverse per natura o per forma, cui danno i chimici i nomi di carbonio, di calcio, di ossigeno.

Ed invero chi prenda un poco di bianco marmo sottilmente polverizzato, lo mescoli intimamente con quattro a cinque volte il suo volume di magnesio in polvere, lo introduca in tubo di vetro aperto all'un capo, chiuso all'altro, e poi scaldi, potrà separare dalle molecole del marmo gli atomi del carbonio, ed averli neri, isolati e liberi, trattando la materia fredda rimasta nel tubo con un poco di acido cloridrico diluito, nel quale gli tornerà facile di riconoscere, non monta adesso si accenni il come, la presenza del calcio (1), mentre quella dell'ossigeno gli venne ampiamente dimostrata nel marmo dalla combustione del metallo magnesio che non si sarebbe compita se l'ossigeno a lei indispensabile fosse mancato.

L'argento vivo, il mercurio dei chimici, preso nella minima quantità di una microscopica goccioletta, può essere diviso e suddiviso in uno sterminato numero di più esili porzioni che saranno particelle di mercurio, ognuna delle quali conterà di molecole a niun patto più divisibili.

Anche il rosso ossido di mercurio ha particelle e molecole, ma

(1) La presenza del calcio è facile ad essere dimostrata, sia filtrando una porzione del liquido, e separandolo dall'insolubile e nero carbonio, poi versandovi entro un eccesso di ossalato di ammoniaca, che precipiterà il calcio allo stato di insolubile ossalato calcareo, sia riconoscendo il metallo allo spettrometro.

scaldate in un tubo chiuso ad un capo, munito all'altro di un tubo di minor diametro che termina sotto ad una campanella piena d'acqua, e vedrete le molecole di questo corpo risolversi in atomi di due diverse materie, della materia mercurio cioè, che tornano ad aggrupparsi in molecole, e quindi in particelle del liquido metallo che si condensano sulle pareti del tubo men prossime alla sorgente calorifera, ed in atomi e molecole di una materia avente le apparenze dell'aria, e che i chimici chiamano ossigeno, il quale si può raccogliere nella campanella sostituendolo all'acqua, dotato della proprietà di riaccendere, e di bruciare con molto maggior vivacità dell'aria un fuscello di legno prossimo a spegnersi.

Lega insieme le molecole in particelle un peculiar modo di quella universale attrazione scoperta primamente dal Newton, la quale mantiene nell'orbita necessariamente percossa le grandi masse del sistema planetario.

A questo modo della universale attrazione danno i fisici il nome di *coesione*.

In continua lotta con altre forze, o manifestazioni di una stessa forza che chiamasi repulsiva, di cui è ufficio del fisico piuttosto che del chimico l'indagare la origine, la natura, le leggi, forza in virtù della quale molecole ed atomi si respingono e tendono continuamente ad allontanarsi, è la coesione che, vincitrice, pareggiata, vinta, annullata, dà origine a tre diversi stati in cui ci si presentano le molecole di tutti quanti i corpi in natura, *solido*, *liquido*, *gassoso* od *aeriforme*.

Ed invero predomina essa la forza di attrazione sulla forza ripulsiva? Le distanze tra molecola e molecola sono grandi ancora riguardo alle infinitamente piccole masse materiali che si attraggono proporzionalmente a queste masse medesime, ed in ragione inversa del quadrato delle distanze, come insegna la fisica, ma non tali che la attrazione non valga a tenerle vincolate in tanto stretto rapporto fra loro che a disgiungerle occorra impiegare una forza più o meno grande la quale vinca la resistenza che alla separazione loro si oppone.

Il corpo trovasi allo stato *solido*.

La forza di coesione e la ripulsiva si fanno elleno equilibrio? Cessa la prima di unir le molecole semplicemente giustaposte, non

più vincolate e, per così dir, separate, e senza sforzo separabili, sdruciolanti le une sulle altre, libere, indipendenti.

Il corpo è *liquido*.

Piglia finalmente la forza ripulsiva il sopravento, così che venga la forza di coesione annientata, ed allora le molecole disgiunte tendono a diffondersi, ad allontanarsi, nè possono essere mantenute giustaposte se non mediante una esterna pressione, un ostacolo che alla loro espansione si opponga.

In quest'ultimo caso il corpo dicesi *aeriforme*, *gazoso* o semplicemente *gaz*.

Il ferro è solido alle ordinarie temperature, il mercurio liquido, l'aria, o per meglio dire, i corpi che mescolati la costituiscono, gazzosi, ond'è che noi chiamiamo anche *aeriforme* questo stato dei corpi.

L'acqua ci presenta da sola l'esempio dei tre strati, alle basse, alle ordinarie, ed a più elevate temperature.

La stessa attrazione esercitantesi fra gli atomi di una stessa, di due o più diverse materie, cioè fra le parti ultime ed a niun patto più divisibili dei corpi, è quella in virtù della quale si costituiscono le molecole.

A questo altro modo della universale attrazione più intima, più energica della coesione, siccome quella che opera a distanze minori di lei, e si esercita su masse di materia infinitesime, si dà il nome di *affinità*.

Ella è che modifica permanentemente le molecole dei corpi, che mette in intimo rapporto le sostanze di diversa natura, e dal cozzo degli atomi loro ne fa emergere delle molecole diverse.

All'affinità, ed al conflitto di lei colle forze ripulsive che esercitano più energica l'azione loro, sono dovuti i fenomeni oggetto allo studio del chimico che cerca di conoscere le leggi secondo le quali ei si producono, mentre la fisica non si occupa che delle temporarie e transitorie modificazioni indotte nei corpi dagli altri modi dell'universale attrazione, e dalle forze che esercitano su questi corpi l'azione loro nei limiti che le molecole non ne siano profondamente e permanentemente modificate così da diventare diverse da quelle che elle erano.

Soccorrano a chiarire meglio la differenza fra questi due rami di

uno stesso grande albero, la fisica e la chimica, nuovamente gli esperimenti:

Passa agevolmente per l'anello sul quale è sospesa una solida sfera di rame, tra le molecole della quale predomina la forza di coesione.

Sopponiamo alla sfera la fiammella di una lampadina a spirito e, comunicandole con questa calore, accresciamo la forza ripulsiva. Le molecole si allontanano, e la sfera, cresciuta in volume, più non può varcare l'anello che tanto agevolmente superava un momento prima. Ma se, spenta la lampada, lasciamo freddare la sfera, ritornerà questa all'iniziale primitivo volume, senza che veruna delle sue molecole serbi traccia della patita temporaria modificazione. Il fenomeno che innanzi agli occhi nostri si svolse, è un fenomeno fisico prodotto dal calorico, forza o modo di forza di cui la fisica indaga appunto la natura, determina le leggi, osservandone l'azione sui corpi.

Un bastone di vetro, di solfo, di cera lacca, che nel normale loro stato non esercitano sugli altri corpi e non soffrono da questa azione di sorta, confricati con un pezzo di panno, acquistano la proprietà di attrarre e di essere attratti dagli altri corpi.

Ma non appena abbandonati dalla temporaria forza che la confrizione ha in loro sviluppata, ei tornano i corpi di prima. Non aumento, non perdita in peso, niuna orma nelle molecole onde constano della acquistata e della perduta proprietà. È questo un altro fenomeno fisico.

Attratto da una calamita, il ferro dolce le corre all'incontro, le si approssima, le rimane congiunto, ed acquista intanto la proprietà di attrarre a sua posta dell'altro ferro; diventa egli stesso un magnete. Staccato dalla calamita, sottratto alla costei influenza, torna, senza alterazione percettibile di sue molecole, il ferro dolce di prima. Circondato quest'altro ferro da un filo di rame coperto di resina, di seta, pel quale passi una corrente elettrica, tutte acquista le proprietà di un potente magnete, ma non le conserva se non a patto che duri a passare pel filo di rame la corrente che glielo impartiva. Questa interrotta, torna il ferro, l'inerte corpo che egli era.

Passi la corrente nella direzione di un ago magnetico liberamente sospeso, ed egli che volge costantemente uno dei suoi capi

al nord, l'altro al sud della terra, devia dalla normale sua posizione, e si pone in croce colla corrente medesima. Si interrompa la corrente, e l'ago torna ad obbedire al magnetismo terrestre, come se nulla sia stato. Son questi, che notammo, altri tre palpabili esempi dei fenomeni fisici, caratterizzati da ciò che le forze onde procedono si limitano alla temporaria e transitoria modificazione delle molecole dei corpi, i quali, cessate le azioni alle quali soggiacciono, tornano inalterati ed integri i corpi di prima.

La profonda e permanente modificazione delle molecole, noi lo dicemmo, è al contrario il carattere dei fenomeni chimici abbracciati sotto la generale denominazione di *chimiche reazioni*, le quali sono di tre sorta, tre essendo i modi con cui possono le molecole dei corpi essere permanentemente modificate, cioè:

1° In virtù dell'affinità che spinge gli atomi di due o più corpi, e per conseguenza delle costoro molecole a giustaporsi, a formare molecole affatto diverse da quelle che si fecero reagire, ovvero determina l'accrescimento di una molecola per addizione di altri atomi ancora, o quelli finalmente di due molecole a confondersi in una molecola sola.

Il risultamento di questa reazione chiamasi una *combinazione*. Le molecole dei corpi si sono modificate per acquisto, per addizione di atomi.

2° Si possono in secondo luogo modificare in modo permanente le molecole per sostituzione in loro di taluni elementi ad altri che vi si contenevano. La reazione, dovuta pur sempre all'affinità, piglia il nome di *doppia decomposizione*, di *doppio scambio*, di *sostituzione*.

3° La permanente modificazione delle molecole dei corpi può essere finalmente dovuta ad una più energica azione delle forze ripulsive per cui le molecole complesse risolvonsi, l'attrazione che ne annodava gli atomi, vinta, annullata, negli elementi loro, od in più semplici molecole.

Dimostrano i tre modi di chimiche reazioni gli esperimenti seguenti:

Scaldato nell'aria, cioè nel miscuglio di azoto e di ossigeno che respiriamo, tanto da liquidificarlo in uno dei punti suoi, un filo di bianco e lucente magnesio, presenta evidente lo esempio della chi-

mica combinazione. Gli atomi infatti di lui e dell'ossigeno che lo circonda, sollecitati dall'affinità, si corrono con immensa velocità, con moto uniformemente accelerato, incontro a vicenda, e danno di cozzo gli uni negli altri. Il movimento si arresta, e si cambia in quella grande quantità di calorico luminoso da cui tutti sanno accompagnata la combustione del magnesio, la combinazione cioè degli atomi suoi con quelli dell'ossigeno, e viceversa. Ma intanto che gli atomi dei due corpi si son giustaposti, e tornarono in condizioni di relativo riposo, formarono una molecola che nulla più ha che fare colle molecole, sia dell'acriliforme ossigeno, sia del bianco solido e lucente magnesio, le quali si sono le une e le altre, per adizione di atomi, profondamente modificate. La molecola del bianco, pulverulento ossido di magnesio, contenente un atomo di ciascuno dei due corpi, è incapace di più oltre bruciare, ed affatto inetta ad alimentare la combustione.

Introdotta in sottile saggiole una gocciolina di mercurio, scaldata fin quasi al punto della ebullizione del metallo, si trasforma quasi istantaneamente in un solido e cristallino corpo dal color rosso-fuoco, quando vi si lasci cadere a contatto una piccola quantità di jodo dal bigio colore.

Gli atomi dei due corpi si corsero incontro anche essi e, con svolgimento di calorico proporzionale al movimento che si arrestò, giustapostisi, costituirono la molecola del rosso joduro di mercurio.

Chi bruci del carbone a contatto di una insufficiente quantità d'aria, ottiene il corpo, che, altrimenti preparato, noi abbiamo qui in queste campanelle sull'acqua, composto di un atomo di carbonio e di uno di ossigeno, gaz incoercibile (1), senza azione di sorta sull'acqua di calce, sulla tintura di lacca-muffa, di tornasole; ma che, portato ad abbastanza elevata temperatura da un corpo infiammato che gli si approssimi, brucia con fiamma azzurrigna. A questo gaz danno i chimici, come vedremo, il nome di *Ossido di carbonio*, *carbonile*.

(1) Dicesi incoercibile, permanente un gaz, quando coi mezzi di pressione e di produzione di basse temperature che hannosi, non potè ancora essere liquidificato, e tanto meno solidificato. Coercibile, se per forti pressioni, o grandi abbassamenti di temperatura, venne ridotto allo stato liquido.

Ebbene, quando egli brucia a contatto dell'aria, alla sua molecola si associa un altro atomo di ossigeno. Da questa reazione risulta una molecola diversa da quella dell'ossido di carbonio, dello ossigeno che reagirono, una molecola del corpo che i chimici chiamano *acido carbonico*, *ossido di carbonile*, diverso dall'ossido di carbonio affatto, siccome quello che è coercibile, che si mostra incombustibile, ossia incapace a combinarsi con altri atomi di ossigeno, che spegne i corpi infiammati, intorbida l'acqua di calce, volge al colore del vino inacquato l'azzurra tintura di tornasole, ed è intieramente assorbito da una soluzione di idrato di potassio.

Scaldato nell'aria, nell'ossigeno, lo solfo si combina atomo ad atomi col primo svolgendo luce azzurra, e forma la composta molecola che ha nome di *acido solforoso*, che spegne i corpi infiammati che vi si tuffino entro, arrossa potentemente, poi decolora la tintura di tornasole, ha un forte e penetrante odore, ed eccita, inspirato anche in piccole quantità, la più violenta tosse.

Passi la molecola di acido solforoso mescolata all'ossigeno su spugna di platino, su corpo eminentemente poroso scaldato al rosso incipiente, e questo eserciterà sui due gaz un'azione di presenza che dicesi *catalitica*. L'acido solforoso, la molecola *sulfurile* si associerà un altro atomo ancora di ossigeno, e si convertirà in una molecola di un bianchissimo corpo, solido, alle ordinarie temperature, avente tutte le apparenze della più fina e soffice seta, nell'anidride solforica, nell'ossido di sulfurile.

Portisi l'anidride solforica a contatto col protossido di Bario, composto di un atomo del metallo Bario, e di uno di ossigeno, si scaldi, e le molecole dei due corpi si confonderanno in una sola che conterrà per conseguenza sei atomi in tutto, cioè uno di Bario, uno di solfo e quattro di ossigeno.

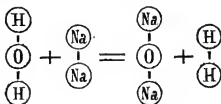
L'affinità dunque produce le chimiche reazioni che hanno per risultamento le combinazioni, in virtù delle quali si legano insieme atomi ad atomi, atomi a molecole, ovvero finalmente molecole a molecole.

Della seconda classe delle chimiche reazioni, per sostituzione in una molecola di taluni elementi ad altri che vi si contengono, possono essere dimostrazione i seguenti esperimenti:

Introducasi in campanella piena di mercurio, e vi si faccia arri-

vare alla sommità, avvolto in pezzettino di carta senza colla, un globulo di sodio, e quindi una piccola quantità di acqua. Venute appena le molecole dei due corpi a contatto, ha luogo fra loro la chimica reazione, nell'atto della quale due atomi di sodio si portano sopra un atomo di ossigeno della molecola di acqua (composta di questo e di due atomi d'idrogeno), prendono in combinazione l'ossigeno, si sostituiscono allo idrogeno, lo eliminano, lo fanno libero, capace di costituire a sua posta una molecola di semplice idrogeno, mentr'essi, in grazia di una seconda reazione sull'acqua, concorreranno finalmente a formare due molecole del corpo cui danno i chimici il nome di *idrato di sodio*.

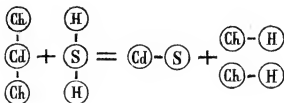
Rappresentiamoci graficamente la molecola di acqua e la molecola di sodio che reagiscono, ed intenderemo agevolmente la reazione ed i suoi risultamenti:



Avevamo una molecola di acqua, ed una di sodio, abbiamo dopo la prima reazione una molecola di ossido di sodio, ed una di idrogeno.

Abbiasi in soluzione nell'acqua il corpo che i chimici chiamano *acido sulfidrico*, *solfuro di idrogeno*, composto di un atomo di solfo, e due di idrogeno, e separatamente il composto di un atomo del metallo cadmio, e due di cloro, *cloruro di cadmio*. Versando la soluzione del primo in quella del secondo, si ottiene un doppio scambio, una doppia decomposizione, chè l'atomo di cadmio piglia il posto dei due atomi di idrogeno nello acido sulfidrico, si associa all'atomo dello solfo, e forma una molecola di giallo ed insolubile solfuro di cadmio. Viceversa i due atomi di idrogeno, preso il posto del cadmio, si associeranno ad un atomo di cloro ciascuno,

e formeranno due molecole di *acido cloridrico*, di *cloruro di idrogeno*.



Chi in soluzione di solfato di rame tuffi una pulita lastrina di ferro, la vede cuoprirsi di rame. Il fenomeno è dovuto ad una reazione per sostituzione. Ed invero la molecola del solfato rameico consta di un atomo di rame, d'uno di solfo, e di quattro di ossigeno. Ebbene, un atomo ferro si sostituisce in una molecola di solfato ad un atomo rame che viene eliminato, e si precipita sul ferro a prendere il posto della porzione di lui che lo ha sostituito.

Lo sdoppiamento delle molecole complesse in più semplici od elementari per la più energica azione delle forze ripulsive, calorico, luce, elettricità, costituente il terzo ordine delle chimiche reazioni, il terzo modo con cui si modificano permanentemente le molecole dei corpi, può essere con una moltitudine di esperimenti dimostrato.

Chi a temperatura prossima all'ebullizione mantenga il liquido mercurio a contatto dell'aria, lo vede cuoprirsi di rosso pulviscolo, combinazione di un atomo di metallo con uno di ossigeno, di ossido di mercurio in una parola.

Restituiamo a questi atomi il movimento che hanno perduto quando si incontrarono, e si giustaposero, portando le molecole che essi formarono a più elevata temperatura, e gli atomi dell'ossigeno e del mercurio si separeranno per ricostituire delle semplici molecole dei due corpi non più aggruppate in particelle che dalla forza di coesione. La chimica reazione è una *decomposizione* diametralmente opposta alla *combinazione*.

Facciasi uscire da due distinti e separati recipienti una corrente di idrogeno e ossigeno, nella proporzione di due volumi del primo per uno del secondo, cosicchè i due gaz non si vengano a mescolare

che in un cortissimo tubo pressochè capillare, e si infiammi il miscuglio che indi prorompe. I due gaz si associeranno nel rapporto di un atomo di ossigeno e due di idrogeno, e daranno molecole di acqua, svolgendo nell'atto di loro combinazione tale e tanta quantità di calorico da fondere un filo di platino infusibile al violentissimo fuoco di un forno a vento (1).

Introducasi in lungo tubo, così costruito che possa essere attraversato da una scintilla elettrica, e che chiamasi con tecnica voce *eudiometro*, un miscuglio dei due gaz, poi facciasi passar la scintilla, e si otterranno molecole di acqua condensata sulle interne pareti del tubo.

In tutti e due i casi il calorico e la elettricità hanno favorito la combinazione degli atomi dei due corpi.

Ebbene, se, come lo ha fatto il sig. Sainte-Claire Deville, costringasi il vapore acqueo a passare per un tubo portato alla enorme temperatura di 2000°, e si ridoni così agli atomi dei due corpi il calorico che svolsero nell'atto di loro combinazione, ei si separeranno per costituire di nuovo molecole di idrogeno e di ossigeno libere e semplici, esempio del fenomeno cui danno i moderni chimici il nome di *dissociazione*.

Non altrimenti, e meglio ancora, se attraverso all'acqua, fatta con addizione di un po' di acido solforico di lei miglior conduttrice, passi una corrente elettrica, la molecola d'acqua si sdoppierà in idrogeno che raccorrassi al polo negativo, in ossigeno che recherassi al positivo della pila.

Sullo sdoppiamento delle complesse molecole de' sali d'argento, se non operata, certo iniziata in tutti quei punti che sono dai luminosi raggi colpiti, fondasi la fotografia.

È l'ossido di Bario un composto di un atomo del metallo Bario e di uno di ossigeno. Facciasi passare su quest'ossido chiuso in tubo di ferro, di porcellana, e portato alla temperatura del rosso incipiente, una corrente di aria, miscuglio di due gaz, l'uno dei quali, inetto ad alimentare la combustione e la respirazione, chia-

(1) Fino dal 1835 abbiamo fatto costruire un cannello a gaz ossi-idrico che alla facilità di essere maneggiato accoppia il vantaggio di non presentare pericolo di sorta. Vedi Tavola I, Figura 1.

inasi azoto, l'altro, ossigeno, che avviva la combustione. Il protossido di Bario si combina un altro atomo di ossigeno, e si trasforma in molecole di biossido, lasciando libero l'azoto, il quale, raccolto in campane, dimostrerà le sue negative proprietà spegnendo un corpo infiammato che vi si immerga entro.

Portisi il biossido di Bario che si produce alla più elevata temperatura del color rosso-vivo, e la sua molecola torna a risolversi nelle più semplici, di protossido che rimane, di ossigeno che si svolge, e che più energicamente ancora dell'aria atmosferica alimenta la combustione.

Chi abbia posto mente agli accennati esperimenti avrà indubbiamente notato come a mettere in esercizio l'affinità, ad operare la combinazione dei corpi, siasi dovuto porli ad intimo contatto, a non percettibili e misurabili distanze, ed a separarne le molecole portandole dallo stato solido al liquido, all'aeriforme, o se già in quest'ultimo stato, ponendole in movimento col calorico, collo elettrico, o sciogliendoli in liquidi che possano agevolmente mescolarsi e venire ad intimo contatto, e concluderà, alla chimica combinazione dei corpi occorrere l'intervento e l'aiuto delle forze repulsive in una data misura, di queste medesime forze, che più energica esercitando l'azione loro, annullano non solamente la coesione, ma quel modo altresì di più intima attrazione che si esercita fra gli atomi, e che è la produttrice delle molecole, e però delle combinazioni.

E qui cade in acconcio il dire ciò che intendiamo per *soluzione* di un corpo.

La *soluzione* è l'associazione delle molecole di un corpo solido a quelle di un liquido intima tanto da renderle partecipi della costoro indipendenza e mobilità, non diversa dalla combinazione, che molto da vicino rasenta, se non per ciò che modifica transitoriamente, temporariamente soltanto le molecole del corpo solido, mentre la combinazione le modifica chimicamente, ossia permanentemente. Sciogliete dello zucchero nell'acqua, dello solfo nel solfuro di carbonio, ed ogni molecola di questi due corpi solidi si sarà per modo immedesimata con quelle del liquido in cui li sciogliete da costituire quasi una sola molecola. Ma sottoponete l'ac-

qua, il solfuro di carbonio alla spontanea od artefatta evaporazione, e le molecole dell'acqua, abbandonatele, vi lasceranno integre, inalterate, ed allo stato solido nuovamente quelle dello zucchero e dello zolfo.

Le premesse generalità consentono di intendere la ragione per cui tutti quanti sono i corpi della natura possono in due grandi classi venir separati, dei *semplici* e dei *composti*, e quale sia il concetto che a queste due parole, a questi due aggettivi, devesi appettere.

Tentando, coi diversi mezzi che la scienza e l'arte ci somministrano, i diversi corpi, troviamo che di essi taluni, e sono i men numerosi, comunque cimentati, non danno che sè medesimi, che moltissimi altri al contrario ci somministrano due o più corpi diversi fra loro, diversi da quello che li ha dati, il peso dei quali sommato è eguale al peso del corpo sottoposto allo esperimento.

Ciò sta per significare che i primi di cotesti corpi constano di molecole le quali contengono atomi identici tutti fra loro, di una stessa ed unica materia, i secondi hanno molecole più o meno complesse costituite da atomi eterogenei, di due o più diverse materie, o di una materia, che se pure è la stessa, assunse però forme e proprietà diverse.

I primi di questi corpi diconsi *semplici*, *elementari*, o semplicemente *elementi*, i secondi *composti*.

Sono i corpi semplici finora conosciuti in numero di 66.

I chimici li hanno designati con nomi diversi, qual preso a caso, quale accennante qualche precipuo loro carattere, od una chimica loro funzione. Questi nomi sono i seguenti, a lato di ognuno dei quali stanno un simbolo, e due numeri separati di cui conosceremo a suo tempo la significazione ed il valore.

Tavola dei Corpi semplici.

NOME DEGLI ELEMENTI	SIMBOLI	PESI ATOMICI	EQUIVALENTI
Alluminio	^{iv} Al.	27,4	13,75
Antimonio	ⁱⁱⁱ Sb.	122	61
Argento	ⁱⁱ Ag.	107,93	107,93
Arsenico	ⁱⁱⁱ As.	75	75
Azoto o Nitrogeno . . .	ⁱⁱⁱ N. ⁱⁱⁱ Az.	14,05	14
Bario	ⁱⁱ Ba.	137	68,5
Bismuto	ⁱⁱⁱ Bi.	210	155
Boro	ⁱⁱⁱ B.	11	11
Bromo	ⁱⁱ Br.	79,95	79,95
Cadmio	ⁱⁱ Cd.	112	56
Calcio	ⁱⁱ Ca.	40	20
Carbonio	^{iv} C.	12	6
Cerio	^{iv} Ce.	92	46
Cesio	ⁱⁱ Cs.	133	133
Cloro	ⁱⁱ Ch.	35,46	35,46
Cobalto	ⁱⁱ Co.	58,7	29,5
Cromo	ⁱⁱ Cr.	52,5	26,75
Cuprum (rame)	ⁱⁱ Cu.	63,5	31,75
Didimio	ⁱⁱ D.	96	48
Erbio	ⁱⁱ E.	?	?
Ferro	ⁱⁱ Fe.	56	28
Fluoro	ⁱⁱ Fl.	19	19,3
Glucio, o Berillio . . .	ⁱⁱ Gl.	14	7
Idrogeno	ⁱⁱ H.	1	1
Indio	ⁱⁱ In.	74	35,917
Iodo	ⁱⁱ I.	126,85	126,85

Segue la Tavola dei Corpi semplici.

NOME DEGLI ELEMENTI	SIMBOLI	PESI ATOMICI	EQUIVALENTI
Iridio	^{Ir.} Ir.	198	93,5
Ittrio	^{Y.} Y.	64,30	32,18
Lantano	^{La.} La.	92	46
Litio	^{Li.} Li.	7	7
Magnesio	^{Mg.} Mg.	24	12
Manganese	^{Mn.} Mn.	55	27,5
Mercurio	^{Hg.} Hg.	200	100
Molibdeno	^{Mo.} Mo.	96	48
Nichelio	^{Ni.} Ni.	58,7	29,5
Niobio	^{Ni.} Ni.	94	?
Norio	^{No.} No.	8	?
Oro	^{Au.} Au.	197	98,25
Osmio	^{Os.} Os.	199,2	98,5
Ossigeno	^{O.} O.	16	8
Palladio	^{Pd.} Pd.	106	53
Phosphorum, Fosforo	^{P.} P.	31	31
Platino	^{Pt.} Pt.	197,5	98,5
Piombo	^{Pb.} Pb.	207	103,5
Potassio	^{K.} K.	39,1	39,1
Rodio	^{Rh.} Rh.	104,1	52,2
Rubidio	^{Rb.} Rb.	85,4	85,4
Rutenio	^{Ru.} Ru.	104,4	52
Selenio	^{Se.} Se.	79,5	39,75
Silicio	^{Si.} Si.	28	28
Sodio	^{Na.} Na.	23	23
Stagno	^{Su.} Su.	118	59

Segue la Tavola dei Corpi semplici.

NOME DEGLI ELEMENTI	SIMBOLI	PESI ATOMICI	EQUIVALENTI
Solfo.	S.	32	16
Stronzio.	Sr.	87,5	43,75
Tallio.	Tb.	251,5	?
Tantalio.	Ta.	137,6	64,5
Tellurio.	Te.	129	64,5
Titania.	Tl.	50	25
Torio.	Th.	231,5	57,87
Tungsteno, Wolfram. . .	W.	184	92
Uranio.	U.	190	60
Vanadio.	V.	137	68,5
Zinco.	Zn.	65,2	32,51
Zirconio.	Zr.	89,6	33,6

Quanto al nome dei corpi composti, il numero dei quali è sterminato, la moderna chimica, da non molte eccezioni in fuori, lo compone secondo regole che esporremo più tardi, le quali consentendo partirli in talune grandi classi o famiglie, ne agevolano singolarmente lo studio.

Ei sono tutti gruppi, edifizii di atomi legati insieme dalla chimica affinità, hanno molecole similari, ma ognuna di queste può essere risolta in due o più materie diverse.

Oltre la prima gran divisione dei corpi in semplici e composti, i chimici usano, per agevolare altresì lo studio dei primi, ammettere la divisione di questi in *metalli* e *metalloidi*, divisione fondata sull'osservazione di talune loro fisiche proprietà.

Ed invero se li passerete a rassegna troverete che di essi la maggior parte sono opachi, se in masse, dotati di una peculiare lucidità, della facoltà cioè di riflettere la luce, proprietà che non si

dilegua, anzi compare se prima non esisteva, sotto la pressione e la levigazione del brunitoio, che sono finalmente buoni conduttori del calorico e della elettricità.

Altri al contrario ne distinguete, e sono in minor numero, diafani la maggior parte e destituiti delle proprietà pur dianzi accennate.

I primi costituiscono la classe dei *metalli*, quella dei *metalloidi* i secondi.

Esempio dei metalli abbiamo il potassio, il sodio, il ferro, l'alluminio, il magnesio, lo zinco, il rame, lo stagno, il piombo, l'oro, l'argento ed il platino, opachi tutti se in masse, ma capaci, riflettendo la luce, di presentarci la peculiare proprietà a cui demmo il nome di lucentezza, di splendore.

Tutti sono lucenti, o lo diventano, se trovandosi ad uno stato di gran divisione nel sianò, come l'oro, il platino, l'argento, compressi, confricati.

Sono i metalloidi, in numero di 17, secondo i moderni chimici, i seguenti :

Idrogeno	Ossigeno	Azoto	Bismuto
Fluoro	Zolfo	Fosforo	Boro
Cloro	Selenio	Arsenico	Silicio
Bromo	Tellurio	Antimonio	Carbonio
Jodo			

L'antimonio, il bismuto, l'arsenico, ed un po' il jodo, eccettuati, nulla hanno cotesti corpi che li dimostri analoghi ai metalli. Di essi la maggior parte sono trasparenti, aeriformi o liquidi, cattivi conduttori del calorico e della elettricità.

Dalla combinazione dei metalloidi fra loro o coi metalli, ovvero ancora dei metalli gli uni cogli altri, risultano gli innumeri corpi composti, opera della natura o dell'arte, che seguono necessariamente a formarli talune leggi, la cognizione delle quali è pel chimico indispensabile.

CAPITOLO I.

Leggi delle combinazioni chimiche — Indestruttibilità della materia — Legge delle proporzioni multiple — Numeri proporzionali — Equivalenti.

Governano le chimiche combinazioni, o per meglio dire, reggono l'esercizio della affinità, talune imprescrittibili leggi, la cognizione delle quali è uno dei fondamenti precipui della moderna chimica.

Esse possono essere così formulate :

Due o più corpi che si combinano danno origine ad un corpo composto, il peso del quale è esattamente eguale alla somma dei pesi degli elementi che si unirono, si combinarono onde formarlo.

Nulla infatti, si crea, nulla si perde quaggiù, ed i corpi possono soggiacere alle più numerose, molteplici e svariate metamorfosi, possono le molecole loro in mille diversi modi modificarsi, senza che però si accresca di un solo il numero, il peso degli atomi onde sono costituite, od una anche infinitesima parte di loro sostanza dileguisi. La materia è indestruttibile, ed il volgo solo, stando alle apparenze, può credere che un corpo, in questo od in quell'altro modo, possa andare distrutto (1).

La sua materia non altro può fare che vestir nuove forme, e sotto queste versarsi nel torrente della universale circolazione.

Bruciamo un pezzo di carbone, e la materia che ne costituisce le semplici molecole ci si invola allo sguardo. Il pezzo di carbone non è più, e si direbbe distrutto. Ebbene, la materia carbonio non ha fatto che associarsi l'ossigeno che le stava e le si è rinno-

(1) Niuno meglio del chimico, il quale è giunto a conoscere se non inutili, gran parte certo dei modi con cui circola la materia, può e deve andare convinto della sua *indestruttibilità*, ma non presumerà tuttavia proclamare la *eternità* per farsi poi comodo il cammino a giungere a deduzioni le quali li di che trovassero ampie e franche le applicazioni sconvolgerebbero affatto ogni migliore ordinamento dell'umano consorzio.

vato a contatto, e trasformarsi in un nuovo corpo che se passi in soluzione di calce verrà da lei ritenuto, corpo il peso del quale corrisponderà esattamente alla somma del peso del carbone bruciato e dello ossigeno che lo bruciò, che gli si è in altri termini combinato.

Carbonio però ed ossigeno non si sono combinati indifferentemente in qualsivoglia proporzione.

Una seconda legge ha determinato le ponderali proporzioni dei due elementi.

Questa legge, che a tutte quante le combinazioni presiede, può essere così formulata:

A costituire un composto ben definito e determinato i corpi si combinano in proporzioni fisse, invariabili.

È questo carattere che distingue la chimica combinazione dalla mescolanza, i composti dai semplici miscugli.

Per formarsi, lo stesso corpo composto ha sempre bisogno degli stessi elementi, nelle medesime proporzioni. Epperò la composizione di una determinata combinazione può ritenersi costante, invariabile.

Qualsivoglia elemento, fatto entrare in reazione in quantità superiore alla proporzione che di lui necessariamente è richiesta, rimarrà, per la parte che supera questa proporzione, escluso dalla chimica combinazione, materiale non impiegato ed estraneo all'edificio di atomi che l'affinità ha innalzato.

Questa seconda legge è, come la prima, il portato della osservazione e degli esperimenti eseguiti colla bilancia alla mano, è in una parola la formola di un palpabile ed innegabile fatto.

Ipotesi più o meno ingegnose, più o meno ammissibili, aventi il diritto di erigersi a teorie, ce ne daranno la spiegazione; ma noi possiamo intanto affermare che i corpi si combinano per costituire uno stesso corpo in proporzioni fisse, determinate, invariabili, ed affermarlo colla sicurezza medesima con cui affermiamo che un corpo abbandonato a sè stesso, sollecitato dalla gravità, tende a recarsi al centro della terra.

La sintesi e l'analisi, che è quanto dire la combinazione dei corpi, e la decomposizione, la risoluzione dei composti negli elementi loro costitutivi, offrono innumerevoli gli esempi a dimostrazione della verità delle due prime leggi da noi formulate.

Si pesino esattamente 10 gr. di rame pulverulento e si scaldino al contatto dell'aria. Il rame si associerà l'ossigeno di quest'aria, andrà trasformandosi in ossido ramico, e crescendo in peso proporzionalmente alla quantità di ossigeno che egli si è combinato. Giunge un momento però che il peso rimane stazionario, e per quanto si scaldi, per quanto si rinnovi l'aria che circonda il rame, riesce impossibile assolutamente il determinarlo a fissare altro ossigeno, fosse pure un decimo, un centesimo di milligrammo. Noi diciamo che tutto il rame si è trasformato in ossido ramico. Se allora lo si pesi nuovamente si troveranno non più 10 gr. ma 12^{gr},519 e qualche frazione di milligrammo, epperò un accrescimento in peso di 2^{gr},519 dovuto all'ossigeno.

Immaginate viceversa che il rame sia stato scaldato in una quantità di aria insufficiente a contenere ed a somministrare i 2^{gr},519 di ossigeno suaccennati, e rimarrà libera pur sempre, non combinata, una porzion di metallo. Si potrà pertanto concludere, appoggiati alla sintesi, e confortati dallo esperimento colla bilancia alla mano, che a costituire il corpo composto, l'ossido ramico, il rame e l'ossigeno devono stare l'uno all'altro nelle ponderali proporzioni di 10:2,519, ovvero di 31,75:8, ovvero di 63,5:16, che qualunque, in una parola, siasi la quantità di ossido che si voglia produrre, i due corpi hannosi da impiegare in queste fisse, invariabili proporzioni.

Di questa incontrastabile verità somministra un'altra evidentissima prova l'analisi.

Si introducano in tubo foggato come quello che voi vedete (*Tav. I, Fig. 3*) 2 gr. di ossido ramico, e portatolo colla sottoposta lampadina a spirito a temperatura prossima al calor rosso, gli si faccia passar sopra lentissima una corrente di idrogeno puro e secco. Dotato questo per l'ossigeno di più energica affinità che quella del rame non sia, glielo toglierà per combinarselo e formarne dell'acqua; lasciando libero, isolato il rame, dotato del suo rossigno colore, della sua lucentezza, di tutti insomma i caratteri suoi. Questo rame non avrà più che il peso di 1^{gr},598. I gr. 2 di ossido ramico hanno perciò perduto 0^{gr},402, rappresentanti l'ossigeno che contenevano, e si conchiuderà che nell'ossido predetto, rame:ossigeno::1,598:0,402, numeri che stanno fra di loro precisamente, o per lo meno

molto approssimativamente, nello stesso rapporto di quello datoci dalla sintesi

$$63,5:16::1,597:x=0,402.$$

Ferro in sottile, finissima limatura, e solfo in esilissime particelle, possono essere in qualsivoglia proporzione mescolati, e rimanere alle ordinarie temperature integri, inalterati, senza cioè cessare di essere il ferro, lo solfo che erano separati.

Nella minima quantità del miscuglio l'occhio armato di mediocre lente distinguerà pur sempre le particelle del ferro da quelle dello solfo, e riconoscerà la possibilità di separarle le une dalle altre. Non così dove si combinino insieme i due corpi scaldando le particelle di entrambi, cosicchè le molecole loro vengano ad intimo contatto, nella reciproca sfera di azione. Emergerà un nuovo corpo in cui più non si troveranno che particelle o molecole simili, identiche tutte, ma diverse affatto da quelle del ferro e dello solfo.

A costituire però questo nuovo corpo, cui dassi in chimica il nome di *solfuro di ferro*, il metallo ed il metalloide non concorsero già indifferentemente in qualsivoglia proporzione, ma sì in quella di 28 ferro e 16 solfo, ond'è che tanto in un chil. del nero solfuro, come in una delle sue molecole, trovansi i due corpi in queste proporzioni associati. Se posti a contatto, e fatti reagire in proporzioni diverse, rimarranno allo stato di semplice miscuglio disseminate nella massa del chimico composto che si produsse, intercalate alle costui molecole, delle particelle pur sempre del corpo che superava le proporzioni ponderali accennate. Così 100 di ferro e 32 di solfo produrranno 88 di solfuro di ferro, nella massa del quale rimarranno disseminati pur sempre e non combinati 44 di ferro cui è mancato lo solfo.

Se ci fosse permesso il paragone, diremmo che furono invitati a pranzo 100 individui, di cui 44 rimasero a stomaco vuoto, non essendo parate le tavole e le vivande che per 56.

Mescolati insieme nelle proporzioni di un volume dell'uno e di un volume dell'altro, l'idrogeno, ed il corpo detto dal suo colore *cloro* (giallo-verdastro), poi lasciati esposti alla luce diffusa si combinano insieme in un composto che ha nome *acido cloridrico*.

Chi avesse pesati i due gaz avrebbe trovato che il peso del cloro

stava a quello dello idrogeno :: 35,46:1. Ora tanto in 36,46 di acido cloridrico, quanto in altra qualsivoglia quantità si avrà invariabile lo stesso rapporto fra questi due suoi componenti.

Qualsivoglia di essi impiegato in più rimarrà libero.

I corpi adunque capaci di reagire gli uni sugli altri, di chimicamente associarsi, o di formare dei ben definiti composti non lo fanno se non a patto :

1° Che il peso di questi composti risulti esattamente eguale alla somma del peso dei componenti ;

2° Di conservare fra loro un rapporto ponderale fisso.

Si verificano queste due leggi nelle combinazioni chimiche tutte, nessuna eccettuata, ed hanno, come nella scienza, così nelle arti e nelle industrie, continue e necessarie le applicazioni.

È da notarsi però che se un corpo ha per formarsi bisogno sempre degli stessi elementi nelle stesse proporzioni, non avviene reciprocamente che gli elementi medesimi nella stessa quantità combinati costituiscano sempre lo stesso corpo. Ed invero vi sono sostanze che hanno la stessa composizione qualitativa e quantitativa, e si rivelano tuttavia diverse per fisiche, per chimiche proprietà. A cosiffatti corpi si dà il nome di *Isomeri*, che suona *egualmente composti*. Informi pei molti che potremmo addurre un solo esempio.

Deve l'aceto la sua acidità all'acido acetico che distingue al grato odore, al sapore, alla proprietà di volgere al rosso l'azzurra tintura di tornasole, di sciogliere, con effervescenza, il carbonato di calce, di piombo. Ebbene gli stessi elementi nelle stesse proporzioni associati costituiscono lo zucchero di uva. In lui come nell'acido acetico si hanno carbonio, idrogeno, ossigeno nel rapporto di

Carbonio		24	ovvero	72
Idrogeno		4	»	12
Ossigeno		32	»	96
		Acido acetico		Zucchero d'uva.

La legge delle proporzioni fisse più sopra formulata ed ampiamente dimostrata non esclude però che possano gli elementi stessi

formare due o più corpi, due o più diversi composti. In altre parole i corpi possono combinarsi in diverse proporzioni, e formare combinazioni diverse.

Ma per ognuna di queste combinazioni il rapporto ponderale dei componenti è pur sempre fisso, determinato, invariabile.

Indi una terza legge detta delle *proporzioni multiple*, che può essere così formulata :

« Quando i corpi formano, combinandosi, due o più composti, considerato costante il peso dell'uno dei componenti, i numeri rappresentanti il peso dell'altro saranno un multiplo del peso di lui che nella prima delle sue combinazioni è contenuto. »

Ovvero :

« Quando due corpi possono combinarsi in più proporzioni per produrre due o più composti, vi ha sempre un rapporto semplice tra le diverse quantità dell'uno dei corpi che si combinano ad una stessa quantità di un altro. »

Gli esempi di questa legge abbondano.

Ossigeno ed idrogeno si combinano nelle proporzioni ponderali di

Idrogeno	2	ovvero	1
Ossigeno	16	»	8

e costituiscono l'acqua, il protossido di idrogeno. Ma si combinano altresì nelle proporzioni di

Idrogeno	2
Ossigeno	32

per costituire l'acqua ossigenata, il biossido di idrogeno.

Abbiamo nelle due combinazioni la stessa quantità, 2 di idrogeno, ma nella seconda l'ossigeno è multiplo di quello che nella prima, sta a lei come 32:16::2:1.

Carbonio ed ossigeno combinandosi possono formare due diversi composti, l'ossido di carbonio che brucia, l'anidride carbonica incombustibile, i quali contengono i componenti nelle proporzioni

Carbonio	12	Carbonio	12
Ossigeno	16	Ossigeno	32
Ossido di carbonio		Anidride carbonica.	

Forma l'azoto coll'ossigeno cinque composti man mano sempre più ossigenati, che han nome di protossido, deutossido, anidride azotosa, perossido di azoto, ed anidride azotica, in cui, ritenuta costante la quantità di azoto = 14, quella dell'ossigeno è rappresentata dai multipli di 16—32—48—64—80 che stanno fra di loro :: 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Una quarta legge delle chimiche combinazioni o per meglio dire una conseguenza della seconda è quest'altra.

« Nelle medesime proporzioni in cui i diversi corpi si combinano allo stesso peso di un terzo, in queste medesime proporzioni, quando lo possono, si combinano fra di loro. »

Ne consegue che se preso per termine di partenza, per unità, uno dei semplici corpi, l'idrogeno per esempio, si determinino sperimentalmente le quantità degli altri corpi che gli si combinano, ovvero si associano, non potendo a lui, alla quantità di un altro che si combini egli stesso all'unità di idrogeno, si giungerà a dedurre una serie di numeri rappresentanti le proporzioni ponderali in cui i diversi corpi si combinano fra di loro. Questi numeri dedotti dai chimici colla bilancia alla mano si dicono per conseguenza *numeri proporzionali*, e tenuto conto della legge delle proporzioni multiple, del come cioè un corpo possa colla stessa unità e quantità di peso di un altro in diverse proporzioni associarsi, rappresentano la quantità ponderale di lui che costituisce l'unica o la prima delle sue combinazioni.

Spieghiamoci cogli esempi :

Ad 1	di idrogeno si combinano :
8	di ossigeno
35,46	di cloro
16	di solfo
39,1	di potassio.

Ebbene cloro ed ossigeno si combineranno fra di loro nello stesso rapporto di 8:35,46 per formare il primo ossigenato composto del cloro, potassio e cloro nello stesso rapporto di 39,1 : 35,46, potassio e solfo nella stessa proporzione di 39,1 : 16.

Conseguenza di questa legge è un altro importantissimo fatto, che nelle stesse proporzioni ponderali in cui i diversi corpi si

combinano fra di loro, o collo stesso peso di un terzo, in queste medesime proporzioni si sostituiscono, si equivalgono.

Così avvenne che quando a dimostrare i modi delle chimiche reazioni si sostituì allo idrogeno dell'acqua il metallo sodio, si dovette impiegare di questo tal quantità ponderale che stesse all'idrogeno dell'acqua nel rapporto di 23:1, proporzione nella quale sarebbesi combinato egli agli 8 di ossigeno che stavano associati ad 1 di idrogeno.

35,46	pel cloro
107,93	per l'argento
23	pel sodio

sono i numeri proporzionali di questi tre corpi, i rappresentanti delle proporzioni ponderali in cui si combinano ad 8 in peso di ossigeno.

Ebbene abbiansi soluzioni, l'una delle quali contenga appunto il cloro ed il sodio combinati nelle proporzioni di 35,46:23; l'altra 107,93 di argento combinato ad 8 di ossigeno.

Mescolate insieme le due soluzioni, formeranno tosto un bianco precipitato che ha le apparenze del latte rappreso. Questo precipitato conterrà tutto l'argento e tutto il cloro delle due soluzioni, mentre nel liquido che su vi galleggia saranno rimasti tutto il sodio e tutto l'ossigeno. Evidentemente sodio ed argento si sostituiscono in quelle medesime proporzioni 23:107,93 in cui si combinano entrambi ad 8 di ossigeno, che si combinano ei stessi ad 1 di idrogeno, al quale si combinano 35,46 in peso di cloro ed 8 di ossigeno, che per conseguenza anch'eglino in queste proporzioni l'uno all'altro si sono sostituiti.

Ne consegue che 23 di sodio possono tener luogo di 107,93 di argento, 35,46 di cloro di 8 di ossigeno, e che eglino in queste medesime proporzioni si equivalgono.

Ai numeri rappresentanti le proporzioni ponderali, in cui i diversi corpi possono sostituirsi nelle chimiche combinazioni ed equivalersi, o che trovansi nella quarta colonna della tavola che precede, dassi perciò il nome di *equivalenti*, e siccome i corpi si sostituiscono ed equivalgono in quelle proporzioni medesime in cui si combinano allo stesso peso di un altro corpo, ad 1 p. e. di idro-

geno, per formare l'unico od il primo loro composto, i numeri *proporzionali* e gli *equivalenti* possono ritenersi una sola e medesima cosa.

Sciogasi in 1 litro di acqua 1^{gr},355 di bicloruro di mercurio, di così detto sublimato corrosivo, ed avremo un liquido che conterrà chimicamente associati gr. 1 di mercurio, 0^{gr},355 di cloro, numeri che stanno fra loro :: 100:35,5 vale a dire le stesse proporzioni ponderali in cui l'uno e l'altro si combinano ad 8 di ossigeno per formare l'acido ipocloroso, e l'ossido di mercurio.

È evidente che 100 cc. di una tal soluzione conterranno l'1/10 del bicloruro sciolto in 1 litro, ma che in questo 1/10 avremo pur sempre cloro e mercurio nelle proporzioni pur dianzi accennate di 100:35,5 cioè 0^{gr},10 di mercurio e 0^{gr},0355 cloro.

In questa soluzione si immerga una pulita lastrina di rame, metallo che si combina ad 8 di ossigeno nella proporzione di 31,75, ed egli in questa medesima proporzione si sostituirà a 100 di mercurio, che si deporranno liberi, isolati alla superficie di lui, mentre egli che passò a prenderne il posto, e si sarà combinato ai 35,5 di cloro, formerà del cloruro di rame, il quale partecipa alla soluzione, prima incolora, il suo color verde smeraldo. La lastrina di rame avrà precipitato 0^{gr},10 di mercurio contenuto in soluzione allo stato di bicloruro, ma avrà perduto 0^{gr},317,5 del proprio peso.

La si lavi infatti diligentemente, si introduca in palloncino e si scaldi in atmosfera di idrogeno che vi si rinnovi fino a che tutto il mercurio che sopra vi si depose sia stato interamente volatilizzato, si lasci freddare, si pesi nuovamente, e si troverà che la sua diminuzione in peso corrisponde esattamente a 0^{gr},317 milligrammi.

Rame adunque e mercurio, che si combinano entrambi a quei medesimi 8 di ossigeno, che si combinano alla volta loro ad 1 di idrogeno, nelle proporzioni di rame 31,75 — mercurio 100, si sostituiscono, si equivalgono in queste medesime proporzioni, epperò

100 pel mercurio,
31,75 pel rame,

sono i numeri proporzionali, e gli equivalenti di questi due corpi.

Si potrebbero, volendolo, aggiungere ai già addotti centinaia di esempi e di esperimenti a dimostrazione e conferma di queste

leggi, le quali si applicano egualmente alle combinazioni dei corpi composti, ed alle costoro decomposizioni. Ma esempi ed esperimenti non mancheranno in seguito, e questi annotati avvaloreranno quel convincimento che della verità di coteste leggi abbiamo già potuto formarci fin d'ora.

La legge degli equivalenti, e i numeri dai quali i semplici ed i composti corpi sono rappresentati, perocchè anche i secondi hanno gli equivalenti loro che constano degli equivalenti dei primi insieme associati (esempio l'idrato di potassio composto di un equivalente del metallo potassio, di uno di ossigeno, e di un equivalente di acqua, e l'acido solforico composto di un equivalente di solfo, tre di ossigeno e di un equivalente di acqua); sono importantissimi a conoscersi non che dal chimico, dallo industriale i quali ne fanno continue, nelle molteplici loro operazioni, le applicazioni. — Basti un esempio per tutti. — Trattisi di preparare 1000 litri di idrogeno che pesano 14,44 meno di 1^{me} di aria, epperò $0,0896 \times 1000 = 89,60$.

Dovrà servire questo idrogeno ad empire un globo areostatico, e può essere preparato col ferro e coll'acqua acidulata coll'acido solforico, nella quale il ferro si sostituirà allo idrogeno di lei prendendone egli in combinazione l'ossigeno. Quale sarà la quantità di ferro da impiegarsi per ottenere il metro cubo di idrogeno? Ve lo dicono gli equivalenti dei due corpi, ve lo fa conoscere una semplice proporzione:

$$\text{Idrogeno} = 1 : \text{ferro} = 28.$$

Diremo dunque :

$$1 : 28 :: 89,60 : x = \frac{28 \times 89,60}{1} = 2,508 \text{ di ferro.}$$

CAPITOLO II.

Spiegazione delle leggi delle combinazioni chimiche — Ipotesi degli atomi tornata in onore dal Dalton — Differenza fra il numero rappresentante l'equivalente dei corpi, e quello rappresentante il relativo peso atomico — Legge relativa alle combinazioni in volume dei gaz, scoperta dal Gay-Lussac — Ipotesi di Avogadro e di Ampère — Determinazione del peso atomico — Legge dei calorigi specifici, scoperta da Dulong e Petit, applicata a dedurre il peso atomico dei corpi non gaseificabili — Atomicità o valenza dei corpi.

Le quattro leggi da noi esposte finora sono l'espressione, la formola di fatti sorpresi, constatati colla bilancia alla mano. La loro scoperta, iniziata dal Wentzel, è una delle più importanti conquiste della chimica, la quale dal momento che poté associarsi la scienza dei numeri, e procedere in peso e misura, diventò vera scienza anch'ella, e progredì a passi di gigante.

Rimaneva però a conoscersi la ragione di coteste importanti leggi, non altrimenti che al Newton, che vide un pomo staccarsi dall'albero e cadere, rimase un dì il compito di levarsi a cercare la cagione del fenomeno da lui osservato. I chimici pertanto, allo scopo di interpretare le leggi secondo le quali avvengono le combinazioni e disinnanzi, immaginarono un sistema di ipotesi, formarono una teoria la quale consente non solo di spiegare la immensa maggioranza dei fatti conosciuti, ma di prevederne dei nuovi, e di arrivare alla costoro scoperta. Questa teoria, che acquista perciò un alto grado di probabilità, adottata oggidì da pressochè tutti i chimici, è la *teoria atomica*.

Dalton, tentando spiegarsi la legge delle proporzioni fisse, scoperta dal Wentzel, e quella delle proporzioni multiple da lui stesso trovata, che noi abbiamo più sopra formolata e dimostrata, può considerarsi come il fondatore della teoria atomica.

Egli, tornata in onore l'ipotesi di Leucippo e Democrito degli atomi, cioè delle parti ultime dei corpi, epperò della materia onde

son costituiti, non più meccanicamente, nè fisicamente, nè chimicamente divisibili, pensò doversi ammettere che ogni atomo di una materia abbia un peso suo proprio ed invariabile, ma diverso da quello di un'altra specie di materia.

Nelle combinazioni, gli atomi di una materia si giustappongono agli atomi di questa, o di un'altra uno ad uno, uno a due, a tre, a quattro, a cinque, ecc., e formano gli edifici atomici, o in altre parole le molecole dei corpi semplici e composti. Nelle decomposizioni, cotesti atomi si sostituiscono gli uni agli altri, si separano e costituiscono delle semplici o delle men complesse molecole di quelle da cui derivano.

Questa ingegnosa ipotesi spiega le quattro leggi che al chimico connubio e al divorzio dei corpi presiedono.

Ed invero, ammessi gli atomi, epperò la indivisibilità delle ultime parti di materia che possono associarsi, ed il vario, ma innegabile peso loro secondo la materia alla quale appartengono, ci spieghiamo il perchè un corpo semplice o composto, ossia la costoro molecola deve aver peso eguale alla somma del relativo peso degli atomi omogenei od eterogenei che concorsero alla loro formazione. Chi ad un cubo, ad esempio, d'oro, di argento, di rame sovrapponga sul piattello di una bilancia un cubo di solfo e pesi, avrà il peso del cubo d'oro, di argento, di rame, più quello del cubo di solfo.

E siccome son gli atomi dei corpi, indivisibili, che si combinano, ne consegue che avremo combinazioni di un dato numero di atomi ad uno di un qualsivoglia corpo, e che perciò le proporzioni ponderali di cotesti corpi saranno pel medesimo composto immutabilmente le stesse, ovvero un multiplo le une delle altre.

Spieghiamoci con un palpabile esempio:

Siano a nostra disposizione i tre semplici corpi idrogeno — ossigeno — azoto, e suppongasì che il relativo peso degli atomi loro sia 1, — 16, — 14. Senoi, facendo reagire questi diversi corpi, vogliamo formarcene:

Acqua (protossido di idrogeno),

Acqua ossigenata (biossido di idrogeno),

Protossido di azoto,

Deutossido,

Anidride azotosa,
Perossido di azoto,
Anidride azotica,

non possiamo altrimenti associare cotesti corpi che nelle proporzioni di:

Idrogeno : Ossigeno :: 2 : 16 : 32.

Azoto : ossigeno :: 28:16::14:16::28:48::14:32::28:80,
ovvero :: 14 : 8 :: 14 : 16 :: 14 : 24 :: 14 : 32 :: 14 : 40.

Nessuno di questi numeri frazionario essendo l'atomo indivisibile, nessuna variabilità nel rapporto ponderale dei corpi onde consta un composto, chè non possiamo avere frazioni quando è impossibile la divisione; e siccome ogni molecola di uno stesso composto consta pur sempre di uno stesso numero di atomi, ne consegue che in qualsivoglia quantità di molecole troveremo costante il rapporto in peso dei componenti.

La teoria degli equivalenti constatata, non spiega l'innegabile fatto delle fisse e delle multiple proporzioni, delle fisse proporzioni in cui si sostituiscono nelle combinazioni i corpi e tengono il luogo gli uni degli altri.

L'ipotesi degli atomi invece, della costoro indivisibilità, del vario e relativo peso, ci dà una plausibile spiegazione di questi fatti, di queste non negabili leggi.

Ammesso che le chimiche combinazioni avvengano fra gli atomi dei corpi, parrebbe doverne risultare che i numeri proporzionali od equivalenti rappresentino il relativo peso degli atomi stessi dei diversi corpi, e che potremmo dire, ad esempio, il peso dell'atomo:

Idrogeno	=	.	.	.	.	.	.	.	1
Ossigeno	=	.	.	.	.	.	.	.	8
Azoto	=	.	.	.	.	.	.	.	14

e soggiungerò che siccome nell'acqua $H:O::1:8$, così in lei abbiamo i due corpi associati atomo ad atomo, che nel biossido in cui idrogeno : ossigeno :: 1 : 16, ad un atomo del primo sono associati due del secondo, e così per le ossigenate combinazioni dell'azoto.

Non sempre tuttavia l'equivalente di un corpo rappresenta il

relativo peso dell'atomo, onde dedotto l'uno si possa dire di aver determinato l'altro ad un tempo.

L'equivalente è la ponderale proporzione in cui un dato corpo si combina con una determinata quantità ponderale di un altro.

Se poi questo peso rappresenti il peso relativo di uno o più atomi noi non sappiamo.

Uno di idrogeno, otto di ossigeno, sono le ponderali proporzioni in cui i due gaz si combinano invariabilmente a costituire l'acqua; ma se 8 di idrogeno sia il peso relativo di uno, di due atomi di questo corpo noi lo ignoriamo.

Non così dove applichiamo la legge relativa alle combinazioni dei gaz scoperta dal Gay-Lussac, legge che costituisce uno dei più splendidi argomenti in favore della teoria atomica, e che può essere così formulata:

1° I volumi dei gaz che reagiscono per formare una chimica combinazione stanno fra loro in un rapporto molto semplice, e da numeri interi costantemente rappresentato.

2° Il rapporto tra la somma dei volumi dei gaz che reagiscono, ed il prodotto della reazione è semplice anch'esso, e da intieri numeri espresso sempre.

Idrogeno ed ossigeno mescolati nelle proporzioni volumetriche di 2 : 1 formano due volumi di vapore acqueo.

Cloro volumi 2, ossigeno 1, in tutto 3 volumi, danno anch'essi due volumi di anidride ipoclorosa.

Azoto 2 volumi, ossigeno 1, totale 3 volumi, costituiscono due volumi di protossido di azoto.

Azoto 1 volume e 3 volumi idrogeno, totale 4 volumi, formano 2 volumi di ammoniaca.

Le conseguenze che da questa legge si possono ricavare sono importantissime.

Il nostro insigne fisico Avogadro prima, poi l'Ampère, dal fatto che tutti i gaz hanno la stessa forza elastica, vale a dire entro certi e identici limiti di temperatura e pressione aumentano o scemano tutti egualmente in volume, ne dedussero che sotto lo stesso volume contengono lo stesso numero di atomi.

Ammissa questa ipotesi, ne deriva che se piglisi uno dei semplici gaz, l'idrogeno per esempio, e determinato il peso di un volume

di lui a 0° temperatura, a pressione di un'atmosfera, poi quello di un eguale volume degli altri corpi semplici gassosi, o capaci di essere allo stato gassoso ridotti, e chiamato 1 il peso dell'idrogeno, a questa unità, con una semplice proporzione, si paragoni il peso di tutti gli altri, si avranno dei numeri che rappresenteranno il relativo peso atomico di questi corpi comparativamente al peso dell'atomo di idrogeno preso per unità, di quello idrogeno che si combina nelle proporzioni di 1 ad 8 di ossigeno, e che pigliamo per punto di partenza nella determinazione dei numeri proporzionali ed equivalenti.

Spieghiamoci cogli esempi :

Il peso di 1 litro di puro e secco idrogeno è eguale 0,08961 ;

Il peso di 1 litro ossigeno = 1,43028.

I due numeri rappresentano il relativo peso dell'atomo dei due corpi. Ma se chiamisi il peso atomico dello idrogeno eguale 1, quello dell'ossigeno diventerà

$$0,08961 : 1 :: 1,43028 : x = \frac{1,43028}{0,08961} = 16.$$

Ciò che abbiamo supposto di fare per l'ossigeno si potrà egualmente supporre siasi fatto o possa farsi per gli altri corpi, o così come noi esponemmo, ovvero servendoci della densità di cotesti corpi già determinata in confronto dell'aria presa per unità, e moltiplicandola per 14,44, chè l'idrogeno pesa appunto 14,44 volte meno di lei.

Così la densità dell'ossigeno relativamente all'aria essendo eguale $1,10561 \times 14,44$, risulta = 15,96.

Ora noi abbiamo trovato sperimentalmente :

1° Occupandoci dei numeri proporzionali od equivalenti che idrogeno ed ossigeno si combinano nel rapporto in peso di 1 del primo, 8 del secondo ;

2° Che si combinano, in volumi, nel rapporto di due volumi idrogeno ed 1 volume di ossigeno.

S'egli è vero che i gaz contengono sotto lo stesso volume numero eguale di atomi, due atomi di idrogeno si combineranno ad 1 atomo di ossigeno per darci 2 volumi di vapore acqueo, in cui avremo idrogeno 2, ossigeno 16, numeri che concordano esatta-

mente con quelli che ci son dati dalla bilancia, e stanno fra di loro :: 1 : 8.

Unica differenza che, stando pur sempre eguale ad 1 l'atomo dell'idrogeno, quello dell'ossigeno diventa un multiplo dello equivalente, e che in due volumi, cioè in una molecola d'acqua, le molecole dei corpi essendo tutte da due volumi rappresentate, noi abbiamo 2 atomi di idrogeno.

Questo modo di rappresentare la chimica costituzione dell'acqua è confermato consono al vero dalla densità del vapore di lei, dal peso della sua molecola = 2 volumi.

La densità del vapore acqueo è = 0,625, epperò il peso di una molecola due cotanti, cioè = 1,250 che moltiplicato per 14,44 per riferirlo all'idrogeno preso per unità, ci dà peso di 2 volumi vapore acqueo = 18, in cui abbiamo appunto idrogeno 2, ossigeno 16.

Ciò che abbiamo fatto pei componenti dell'acqua, idrogeno e ossigeno, per la molecola di questa, possiamo farlo a nostra posta per gli altri corpi tutti gassosi, aeriformi, pei prodotti di loro combinazione se tali.

Paragonando il peso di un loro volume, la densità loro a quella dell'idrogeno presa per unità, ne dedurremo il peso atomico.

Non altrimenti determinando la densità delle combinazioni che formano, poi moltiplicandola per 2, poi ancora per 14,44, avremo il peso della molecola in cui, qualunque siasi il numero degli atomi, in due soli volumi si possono considerare condensati.

Riepilogando: la legge che governa le combinazioni in volume dei gaz ci consente:

1° Di stabilir nettamente la differenza che corre tra equivalente, atomo e peso atomico;

2° Di dedurre dalla densità dei gaz, dei vapori dei corpi semplici, il peso atomico loro, il peso molecolare dei corpi composti ridotti a vapore, dalla loro densità moltiplicata per 2, moltiplicata per 14,44.

Troviamo così l'equivalente essere il rappresentante della proporzione ponderale in cui un corpo si combina all'unità ponderale di un altro. Se poi i due corpi si combinino atomo ad atomo, od altrimenti, la determinazione dello equivalente non ci rivela, troviamo invece il peso atomico di un corpo essere il peso di un

volume di lui riferito al peso di un eguale volume di un altro corpo, dell'idrogeno p. e. preso per unità. Il peso atomico di un corpo non si riferisce a combinazione di sorta, quello di una composta molecola al contrario, quando siano cogniti i pesi atomici dei componenti, ci rivela il numero degli atomi dei componenti che concorsero a costituirlo.

Se tutti i corpi fossero gassosi, la determinazione del peso loro atomico non presenterebbe serie difficoltà.

Ma non pochi sono liquidi o solidi, nè possono, senza alterarsi, venir portati allo stato aeriforme. Soccorre fortunatamente per la determinazione del peso atomico di questi corpi l'applicazione di una legge scoperta nel 1820 dai due fisici francesi Dulong e Petit, la quale può essere così formulata:

Se il numero che rappresenta il calorico specifico dei diversi corpi venga moltiplicato per il loro peso atomico, il prodotto che si ottiene è sensibilmente per tutti lo stesso (il carbonio, il boro, il silicio eccettuati), eguale cioè a 6,4.

Dovrà per conseguenza accadere che se il peso atomico di un corpo non possa essere altrimenti dedotto, lo si determini dividendo il numero 6,4 per il calorico specifico del corpo medesimo.

Noi non conosciamo il peso atomico del ferro, nè questo possiamo ridurre a vapore per determinarlo, ma ci è notissimo il suo calorico specifico = 0,11379. Ebbene $\frac{6,4}{0,11379} = 56$.

Alla teoria atomica è complemento importantissimo la *teoria della atomicità*.

Noi ne esporremo pertanto fin d'ora quella parte che può essere, anche dai principianti lo studio della chimica, intesa, rimandando alle opportune occasioni, che nel seguito ci si presenteranno, l'ulteriore e più ampio svolgimento di lei.

Danno i moderni chimici il nome di *atomicità* alla capacità di combinazione degli atomi, ossia alla proprietà che l'atomo dei diversi corpi possiede di combinarsi, di fissare un determinato numero di atomi di idrogeno, o di altro corpo che fissi un atomo di idrogeno, o finalmente un determinato numero di gruppi atomici, ognuno dei quali possa combinarsi un atomo di idrogeno o di un analogo corpo anch'egli.

Gli esempi chiariranno la definizione della atomicità :

1 atomo di cloro	si combina	idrogeno 1 atomo
» ossigeno	»	» 2 atomi
» azoto	»	» 3 »
» carbonio	»	» 4 »

Ma un atomo del metallo potassio si combina un atomo di cloro, che fissa egli stesso un atomo di idrogeno, e che per conseguenza lo vale.

Similmente un atomo del metallo sodio si combina ad un gruppo atomico costituito da un atomo di ossigeno ed uno di idrogeno, in cui perciò a soddisfare la capacità di combinazione dell'ossigeno manca un atomo di idrogeno, gruppo atomico cui dassi il nome di *ossidrite*, e che perciò vale ancora un atomo di idrogeno anch'esso.

Come si vede pertanto l'*atomicità* non è sinonimo di *affinità*. Ed invero, quantunque manifestazione della stessa forza chimica, ne differisce per ciò che, mentre misura dell'affinità è la quantità di forza viva, di movimento che nell'atto della combinazione si trasforma in calorico, misura dell'atomicità è il numero di atomi di idrogeno o di un analogo elemento che un corpo può fissare.

Indi altresì il nome di *valenza*, dato alla capacità di combinazione dei corpi, e l'aggettivo che a questi si aggiunge di monatomici, biatomici, ovvero di monovalenti, bivalenti, ecc., secondo la capacità di combinazione che manifestano nei loro più stabili ed importanti composti.

Partendo da questi dati, e tenuto conto della atomicità o valenza loro, i chimici ne hanno potuto dedurre una naturale classificazione, e distribuirli, se non tutti, non pochi, nella seguenti famiglie :

1. — *Famiglia dei corpi monatomici o monovalenti.*

	Idrogeno	
Cloro	Litio	Rubidio
Bromo	Sodio	Oro
Iodo	Potassio	Tallio
Fluoro	Cesio.	

2° — *Famiglia dei corpi biatomici o bivalenti.*

Ossigeno	Calcio	Magnesio	Manganese
Solfo	Stronzio	Zinco	Cromo
Selenio	Bario	Cobalto	Alluminio
Tellurio	Piombo	Nichel	Rame
		Ferro	Mercurio.

3° — *Famiglia dei corpi triatomici o trivalenti.*

Azoto	Arsenico	Bismuto
Fosforo	Antimonio	Boro.

4° — *Famiglia dei corpi tetraatomici o tetravalenti.*

Carbonio	Silicio	Titanio	Tantalo
Stagno	Zirconio	Torio.	

5° — *Famiglia dei corpi pentatomici o pentavalenti.*

Quelli della terza famiglia che sono trivalenti nelle più importanti e stabili loro combinazioni, ma che possono formare una seconda serie di composti in cui si manifestano pentavalenti. Così l'azoto che nell'acido azotico da lui formato si associa due atomi del bivalente ossigeno, ed un monovalente gruppo atomico ossidrilico, e nel cloruro di ammonio quattro atomi di idrogeno ed uno di cloro, così il fosforo, che fissati tre atomi di cloro costituisce il tricloruro di fosforo, ed associandosi a cinque il penta o percloruro.

6° — *Famiglia dei corpi esatomici o esvalenti.*

Molibdeno	Tungsteno.
-----------	------------

È da notarsi :

1° Come non altrimenti che i corpi locati nella terza classe dei trivalenti possono manifestarsi pentavalenti, così quelli della prima classe, l'idrogeno ed il cloro eccettuati, che sono assolutamente monovalenti sempre, gli altri possono dimostrare o dimostrano in taluni loro composti di essere triatomici.

2° Che i corpi della seconda famiglia, o bivalenti, possono for-

mare e formano composti nei quali hanno di fatto o dimostrano tetratomicità, nel qual caso non di rado due atomi del corpo tetratomico congiunti insieme, e che saturano a vicenda una loro atomicità, formano un gruppo atomico exvalente, come ne vedremo a suo tempo gli esempi nei sesquiossidi di ferro, di manganese, di nickel, di cobalto e nei loro percloruri (1).

Un altro esempio di questo accoppiarsi degli atomi dei corpi che saturano a vicenda in parte l'atomicità loro lo abbiamo nei due metalli rame e mercurio, manifestantisi ora bivalenti, ora monovalenti soltanto (2), onde i due loro ossidi e i due loro cloruri, in cui possiamo ritenere ad ogni atomo di metallo combinato uno soltanto o due atomi di cloro, e viceversa ad un atomo di metallo combinato un atomo del bivalente ossigeno, a due atomi di metallo un atomo di ossigeno solamente.

L'atomicità dunque dei corpi non è assoluta, e può essere definita la loro capacità di combinazione nei composti che formano.

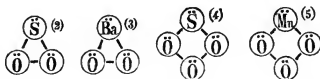
In generale può stabilirsi che la atomicità, cambiando, cresce costantemente di due valenze, talchè i corpi monatomici diventano triatomici, i biatomici tetratomici, ecc.

È facile intendere adesso come nelle molecole dei corpi semplici si abbiano due atomi equivalenti, cioè di eguale atomicità, che soddisfano a vicenda la forza loro di combinazione, e come possa altresì avvenire nelle molecole dei corpi composti che più atomi della stessa materia si saldino insieme, e soddisfatta in parte fra loro l'atomicità che posseggono, formino delle molecole in cui costesti atomi sembrano avere forza di combinazione inferiore alla somma delle individuali che a ciascuno di essi competerebbe. Così mentre noi possiamo avere ed abbiamo la combinazione di un atomo del bivalente ossigeno con due del monovalente idrogeno $H-O-H$ (3), abbiamo quella altresì di due atomi di idrogeno a due di ossigeno saldati insieme, e saturanti a vicenda una delle loro atomicità, la residua essendo saturata da due atomi di idrogeno posti ciascuno ad un capo della figura rappresentante la nuova e



(3) Protossido di idrogeno (acqua).

più ossigenata combinazione (1) H-O-O-H. Così ancora gli atomi dell'ossigeno possono saldarsi a sè stessi e ad un altro elemento biatomico anch'egli, come nei corpi rappresentati dalle seguenti figure.



Nel primo caso, quando la residua atomicità dell'elemento bivalente che salda gli uni agli altri gli atomi suoi è soddisfatta da un elemento monovalente, noi possiamo dire che gli atomi contenuti nella risultante molecola formano quasi una *catena aperta*; nel secondo caso gli atomi possono considerarsi come disposti intorno ad un centro simmetricamente, e formanti ciò che chiamasi una *catena chiusa*.

Come quelli degli elementi biatomici, gli atomi dei trivalenti, dell'azoto, del fosforo, ecc. possono saldarsi anch'essi fra loro, ma nessuno supera a questo riguardo il tetravalente carbonio, onde i numerosi composti di lui che sono oggetto di studio in chimica organica.

Una conseguenza finalmente, ed importantissima della teoria dell'atomicità è quest'altra, che pel fatto della non intieramente soddisfatta capacità di combinazione di uno o più atomi di un elemento polivalente hanno da risultarne dei gruppi, degli edifizii atomici incompleti, in cui cioè rimane residua una o più atomicità da soddisfarsi ancora. A queste incomplete molecole, a questi edifizii atomici non terminati, i moderni chimici danno il nome di *radicali*, ed anche di *residui* se derivino, o suppongansi derivati da complete molecole che abbiano perduta una parte degli atomi ond'era

(1) Biossido di idrogeno (acqua ossigenata).

(2) Anidride solforosa.

(3) Biossido di bario.

(4) Anidride solforica.

(5) Anidride manganica.

soddisfatta la capacità di combinazione dei polivalenti. E questi *radicali o residui*, che funzioneranno secondo la capacità di combinazione che tuttavia conservano sono detti mono-bi-tri-tetra-penta, ecc. valenti. Così avviene che se il carbonio funzioni da bivalente soltanto, e non si associi che un atomo di ossigeno, costituisca il radicale biatomico CO che può combinarsi un altro atomo di ossigeno ancora onde completarsi, e lasciare che il carbonio funzioni da tetraivalente elemento, come nel composto CO₂ cui si dà il nome di anidride carbonica. Un atomo del tetratomico carbonio conserva tuttavia una atomicità non soddisfatta, se si combini ad un atomo del triatomico azoto. Epperò costituirà il radicale monatomico CAz=Cy, cianogeno che può combinarsi ancora un atomo di idrogeno e diventare acido cianidrico HCAz, acido prussico, ovvero un atomo di potassio e diventare cianuro di potassio KCy. Due atomi di ossigeno combinati ad uno soltanto di solfo possono costituire un radicale biatomico cui dassi il nome di *sulfurile*, e che può combinarsi ancora un atomo del bivalente ossigeno, per formare la molecola completa dell'anidride solforica. E questo medesimo sulfurile può combinarsi due volte il monatomico radicale ossidrilico OH e darci l'acido solforico SO₃ $\left\{ \begin{array}{l} OH \\ OH \end{array} \right.$.

CAPITOLO III.

Notazione simbolica — Stechiometria — Nomenclatura.

I semplici ed i composti corpi, gli equivalenti degli uni e degli altri, o in altre parole gli atomi dei primi e le molecole dei secondi sono con una molto semplice scritturazione dalla moderna chimica rappresentati.

Questa scritturazione, che porta il nome di *stechiometria*, si fa osservando le regole seguenti:

Si rappresentano i diversi corpi semplici colla prima, o colle due prime lettere iniziali del loro nome latino, servendosi, quando due o più corpi comincino colla stessa lettera, della sola prima iniziale per quello che prima degli altri fu conosciuto.

Usano inoltre i moderni chimici, se dell'atomica teoria seguaci, indicare l'atomicità dei corpi sovrapponendo ai simboli scelti a rappresentarli, ed un poco a dritta, uno, due, tre puntini, od i numeri romani IV, V, VI ecc., secondo che ei li ritengono *mono-ditri-o tetraatomici* ecc.

Con questi simboli inoltre non solamente accennano la natura del corpo, ma dove seguano la teoria degli equivalenti, il peso del suo equivalente, del suo atomo se alla teoria atomica, come la gran maggioranza degli studiosi oggidì, siasi appigliati.

Così O per l'ossigeno rappresenta questo corpo non solamente, ma la proporzione ponderale di lui che si combina ad 1 di idrogeno epperò il suo equivalente $\equiv 8$.

Ö indica l'ossigeno biatomico, ed il suo peso atomico $\equiv 16$.

H è il simbolo dell'idrogeno, il rappresentante del suo equivalente $\equiv 1$. Ma rappresenta ad un tempo l'atomo dello stesso corpo ed il suo peso, corrispondente allo equivalente.

S è il simbolo dello zolfo, l'indicatore del suo equivalente $\equiv 16$.

Ŝ il simbolo dello stesso corpo biatomico, l'atomo del quale pesa 32.

Az ovvero N simbolo dell'*azoto*, detto anche *nitrogeno*, che ha per equivalente, e per peso atomico 14, e che si accenna essere triatomico coi tre puntini Äz.

C — e Ĉ indicano il primo l'equivalente del carbonio $\equiv 6$, il secondo l'atomo tetraatomico del medesimo corpo $\equiv 12$.

La tavola dei corpi semplici, che precede, contiene i simboli di tutti cotesti corpi, il peso atomico e l'equivalente di ciascuno.

La riunione dei simboli dei componenti con un *indice*, od un *esponente* in basso od in alto, a dritta, che indichi il numero degli equivalenti o degli atomi, se ei superino l'unità, rappresenta lo equivalente, o la molecola dei corpi composti; e si chiama una *formola chimica*.

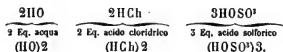
Così HO è la formola, ad equivalenti, dell'acqua, la quale accenna che 1 in peso, cioè un equivalente di idrogeno, ed 8, cioè un equivalente di ossigeno, costituiscono un equivalente d'acqua che pesa 9.

HCl è la formola dell'equivalente dell'acido cloridrico $\equiv 1 + 35, 46 \equiv 36, 46$.

HO , SO^3 , la formola dell'equivalente dell'acido solforico $= 1 + 8 + 16 + 8 \times 3 = 49$.

Le formole invece H^2O , HCh , H^2SO^4 sono atomiche, e rappresentano le molecole dell'acqua, cioè due volumi di vapore di lei, in cui abbiamo 2 volumi idrogeno $= 2$, ed un volume ossigeno $= 16$, degli acidi cloridrico e solforico.

Volendo indicare che hannosi due o più equivalenti di un corpo composto, due o più molecole di lui, si fa con un coefficiente scritto a sinistra della formola che la moltiplica, ovvero chiudendo questa in una parentesi, e scrivendole a destra un esponente.



Le formole poi si dicono *brute* quando, come quelle che scrivemmo finora, si limitano a rappresentare i componenti di un corpo, e le costoro proporzioni.

Si dicono invece *razionali* se contengano i simboli dei componenti, disposti in modo che rappresentino una ipotesi sul probabile ordinamento degli atomi nella molecola.

La formola atomica bruta dell'acido solforico è H^2SO^4 .

La razionale $\text{S}\overset{\text{OH}}{\overset{\text{OH}}{\text{O}}}^2$ ovvero $\text{SO}^3 \overset{\text{O}^2}{\text{H}^2}$.

Essa enuncia che probabilmente, dei quattro atomi di ossigeno che nell'acido solforico son contenuti, due stanno congiunti allo zolfo, mentre gli altri due possono ritenersi più intimamente uniti all'idrogeno.

HAzO^3 è la formola atomica bruta dell'acido azotico.

$\text{AzO}^3 \overset{\text{O}}{\text{H}}$ la formola razionale.

Volendo accennare che un equivalente consta di due o più equivalenti di corpi diversi, si scrivono le formole dei componenti una dietro l'altra, ma separati da un punto, o virgola.



Si usava e si usa tuttavia da non pochi ancora accennare che, adottata la teoria atomica a preferenza di quella degli equivalenti, intendono rappresentare coi simboli il peso atomico dei componenti di una molecola, tagliando con una sbarra quelli fra cotesti simboli che hanno peso atomico doppio da quello degli equivalenti.

Così scrivono $\overline{O}, \overline{S}, \overline{C}$ invece che O, S, C. Man mano però che l'adozione della teoria atomica si generalizza, questa peculiare notazione va scomparendo.

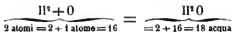
Nella composizione inoltre delle formole si usa scrivere prima il simbolo o la formola di quello fra i componenti che è il più elettro positivo.

Vediamo ora come si indichino le chimiche reazioni, o in altri termini si scrivano le *equazioni chimiche*, che sono la simbolica espressione delle relazioni che legano un corpo qualunque ai suoi generatori.

I chimici vanno d'accordo nello scrivere le equazioni nel modo seguente:

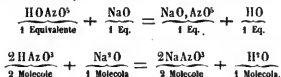
Collocano nel primo membro della equazione i simboli dei corpi semplici, o le formole degli equivalenti, delle molecole che fanno reagire, divisi dal segno +, nel secondo membro i prodotti della reazione preceduti dal segno di eguaglianza =.

Spieghiamoci cogli esempi, scrivendo di seguito le stesse equazioni secondo la teoria degli equivalenti, e l'atomica.



Acido azotico e protossido di sodio si associano insieme e formano azotato di sodio.

Rappresenteremo la chimica reazione ed i risultamenti suoi colla seguente equazione :



Non rechiamo altri esempi del come si scrivano le chimiche equazioni, perciocchè di questi non avremo penuria nel corso delle nostre lezioni.

Sivvero soggiungeremo come, data la formola, vuoi equivalente, vuoi atomica di un corpo, riesca agevolissimo il determinarne la composizione centesimale, ritenendo che il simbolo rappresenta lo equivalente, o il peso atomico dei corpi in confronto dell'idrogeno = 1; e che perciò il peso dell'equivalente composto, o della molecola è la somma degli equivalenti, o dei pesi atomici dei componenti. Saputo il peso del corpo composto, non rimane pertanto se non a dedurre con semplici proporzioni quanto in peso di ciascuno dei componenti in 100 parti del corpo composto siano contenuti.

Un equivalente solfuro di ferro Fe, S è = 28 + 16 = 44.

Una molecola = 56 + 32 = 88.

Avremo per conseguenza

$$44 : 28 \text{ Fe} :: 100 : x = \frac{28 \times 100}{44} = 63, 63.$$

$$100 - 63, 63 \text{ Fe} = 36, 37, \text{ S.}$$

Alla convenzionale scritturazione era naturale facessero precedere i chimici un convenzionale linguaggio, e di questo si valcessero a indicare la composizione e le funzioni dei corpi.

La chimica nomenclatura infatti precesse la scritturazione o stichiometria pur dianzi esposta.

Il nome dei corpi semplici, come già altra volta ebbimo ad accennarlo, fu scelto a caso, o come ricordo di talunc più spiccate proprietà del corpo che designa.

Lo stesso facevasi pei numerosissimi composti. Niuna regola fissa per la nomenclatura loro. Arbitrarii nomi li designavano, e questi occorreva si commettessero alla memoria, della quale erano ingombro fastidioso e confuso e nulla più, senza che servissero a rammentare la composizione di questa o quell'altra sostanza.

Guyton di Morveau fu quegli che primo pensò a gettare le basi di una chimica razionale nomenclatura dei corpi composti, la quale ne accennasse la composizione, lavoro che i consigli e l'aiuto di Lavoisier, Berthollet e Fourcroy gli permisero di proseguire, creando, per così dire, il linguaggio, senza del quale impossibile che i chimici si intendano fra loro.

Riposa la chimica nomenclatura sui principii che andremo man mano esponendo svolgendola:

1.° Trattasi di imporre un nome ai composti che constano di due soli elementi, che sono in altre parole binarii, ed uno di questi elementi sia l'ossigeno, l'altro un metalloide o metallo.

Questi composti sono designati col nome generico di *anidridi*, *acidi anidri* ed *ossidi*.

Risultano generalmente i primi dalla combinazione di un metalloide allo ossigeno, i secondi, detti anche *ossidi metallici*, dalla combinazione di un metallo all'ossigeno egualmente.

Bruciamo sotto a campana piena di secco ossigeno un pezzo di fosforo, in altre parole combiniamogli l'ossigeno, e si converte in composto bianco, fioccoso, che tappezza le interne pareti della campana.

Diamo al composto il nome di *anidride fosforica*, di *acido fosforico anidro*, facendo cioè precedere la parola generica *anidride* od *acido*, poi designando la specie col dare al nome dell'elemento associato all'ossigeno la desinenza in *ica* od in *ico*.

Bruciamo nell'ossigeno del carbonio, e questo trasformasi nel composto che chiamasi *anidride carbonica*, *acido carbonico*.

Spesso però allo stesso metalloide l'ossigeno si combina in multiple proporzioni, e forma due o più anidridi.

A distinguere i diversi composti fra loro si dà la terminazione in *ica* od *ico* all'anidride, ossia all'acido anidro più ricco di ossigeno, e quella in *osa* od *oso* all'anidride meno ossigenata.

Così per es. abbiamo l'anidride solforica e solforosa, l'arsenica, e la arseniosa, la tellurica e la tellurosa, la selenica e la seleniosa.

Nelle anidridi infatti dello zolfo, del tellurio, del selenio, l'ossigeno della terminata in *ica* sta all'ossigeno delle desinenti in *osa* :: 3:2., nella arsenica ed arseniosa :: 5:3.

Che se abbiansi a designare inoltre combinazioni od anidridi più ossigenate delle terminate in *ica*, o meno di quella che termina in *osa*, soccorrono all'uopo due particelle, *hyper* che suona *sopra*, ed *hypo* che significa *sotto*.

Le ossigenate combinazioni del cloro, le costui anidridi insegnino. Di queste se ne contano quattro, in cui alla stessa quantità di cloro l'ossigeno sta :: 1:3:5:7, epperò bannosi la

Anidride ipoclorosa	$\text{Cl}^{\circ}\text{O}=\text{H ClO}$	} \quad \begin{array}{l} \text{acidi} \\ \text{corrispondenti.} \end{array}
id. clorosa	$\text{Cl}^{\circ}\text{O}^2=\text{H ClO}^2$	
id. clorica	$\text{Cl}^{\circ}\text{O}^5=\text{H ClO}^5$	
id. perclorica	$\text{Cl}^{\circ}\text{O}^7=\text{H ClO}^7$	

Per le combinazioni dell'ossigeno coi metalli, che noi chiameremmo *anidridi metalliche*, si segue la regola seguente nel designarle:

Si fa precedere il nome generico di *ossido*, e si indica la specie, o facendolo seguire dal nome del metallo, o dando a questo la terminazione in *ico* se il metallo formi un ossido solo, questa e quella in *oso* all'ossido meno ossigenato se due siano gli ossidi che si ottengono.

Magnesio, calcio e ossigeno si combinano atomo ad atomo. Alle molecole del composto che dalla combinazione risultano diamo il nome di *ossido di magnesio*, di *calcio*. Il mercurio, il rame si combinano in due diverse proporzioni l'ossigeno. Indi il nome di *ossido mercurioso* e *mercurico*, *ramoso* e *ramico*.

Non basta ancora però: potendosi produrre più di due ossidi, tre per esempio, come pel manganese, le molecole dei quali, rappresentate dalle formole

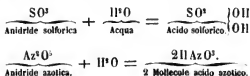


contengono l'ossigeno nel rapporto di 1:1,4/2:2, si ricorre a designare i tre gradi di ossigenazione man mano crescenti, alle

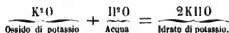
particelle *mono* o *proto* (uno, o primo) *sesqui* (una volta e mezzo) *deuto* o *bi* (due) e si chiamano i tre ossidi

Monossido	di manganese.
Sesquiossido	id.
Deutossido	id.

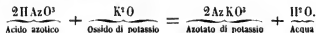
Se i composti ossigenati, finora accennati, anidridi ed ossidi, si associino all'acqua formeranno delle più complesse combinazioni ternarie, ossia contenenti tre elementi, aggiungendosi ai due già esistenti l'idrogeno, epperò le *anidridi* piglieranno in tal caso il nome di *acidi*, gli *ossidi*, di *idrati*.



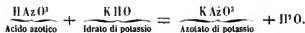
Questi acidi si designano colle stesse regole che per le anidridi, impiegando cioè le desinenze in *oso*, *ico* e le particelle *hypo*, e *per*, od *hyper*.



Dalla reazione degli acidi sugli ossidi e sugli idrati metallici risulta il genere, la famiglia dei *sali*.



ovvero



La nomenclatura di cotesti ternarii composti, ossia dei *sali*, è dalle seguenti regole governata :

1° Si dà la terminazione in *ato* od *ito* al nome dell'acido, secondo la desinenza in *ico* od *oso* che libero lo distingue, preponen-

dogli, se occorre, le particelle *hypo* o *per*, e si fa seguire dal nome del metallo rappresentante la specie del sale.

Così le combinazioni dell'acido azotico ed azotoso col potassio diconsi

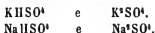
Azotato di potassio.

Azotito id.

La combinazione del bario coll'acido solforico ha nome di *solfato di bario*.

Acido iposolforoso e idrato di sodio ci danno l'*iposolfato* di sodio, gli acidi ipocloroso, il clorico, il perclorico, l'ipoclorito, il clorato, il perclorato dei metalli che si sostituirono all'idrogeno loro.

Avviene talvolta però che tutto l'idrogeno di un acido non è sostituito dal metallo, ma rimane in parte ancora nel sale unitamente agli altri elementi positivi. In tal caso al nome del sale si aggiunge la parola *acido*, o si fa precedere dalla particella *bi*. Così per esempio abbiamo due solfati di potassio, di sodio.



Ai due primi diamo nome di *bisolfato* di potassio, di sodio, di solfato acido; quello semplice di solfato ai secondi.

Quando inoltre un metallo ha due ossidi che entrambi ad uno stesso acido si possano combinare, si distinguono i due sali dando al nome specifico del sale la desinenza in *ico* od *oso*.

Hanno il rame ed il ferro due ossidi



che si combinano all'acido solforico e formano i quattro solfati



epperò i solfati *ramoso* e *ramico*, *ferroso* e *ferrico*.

Queste che esponemmo sono in generale le regole della nomenclatura dei composti di cui è parte l'ossigeno, e che sono le *anidridi*, gli *ossidi*, gli *idrati*, gli *acidi*, ed i sali neutri od acidi.

Passiamo a quelle dei composti non ossigenati.

Allorquando due semplici corpi metalloidi entrambi, ovvero me-

talloide l'uno, metallo l'altro, si combinano insieme in una sola proporzione atomo ad atomo, ovvero secondo la atomicità dell'uno rispetto a quella dell'altro, atomo ad atomi, equivalente ad uno o più equivalenti, il nome del composto si forma dando la desinenza *uro* al nome dello elemento elettro-negativo, poi facendolo seguire da quello dell'elemento elettro-positivo. Cloro e potassio, cloro e sodio, jodo e mercurio, fluoro e calcio, carbonio e idrogeno insieme associati danno i composti rappresentati dalle formole



ai quali si danno i nomi di cloruro, joduro, fluoruro, di potassio, di sodio, di calcio e di carburo di idrogeno.

Se avvenga poi, come avviene di fatto, che un metalloide possa formare con un altro metalloide, o con un metallo, due o più combinazioni, a designare in tal caso coteste diverse specialità di uno stesso genere, cotesti diversi individui di una stessa famiglia, soccorrono, come per gli ossigenati composti, le particelle *mono*, *deuto*, *sesqui*, *tri*, *tetra*, *penta*. Così abbiamo

$\bar{Fe}Cl^2$	ovvero $FeCl$.	Monocloruro	di ferro.
$\bar{Fe}^3Cl^6$	» Fe^3Cl^3	Sesquicloruro	id.
$\bar{Ph}Cl^3$	» id.	Tricloruro	di fosforo.
$\bar{Ph}Cl^5$	» id.	Pentacloruro	id.
$\bar{Sn}Cl^2$	» $SnCl$	Bicloruro	di stagno. Cloruro di stagno.
$\bar{Sn}Cl^4$	» $SnCl^2$	Tetracloruro	id. Bicloruro di stagno.
$K^1\bar{S}$	» KS	Monosolfuro.	
$K^2\bar{S}^2$	» KS^2	Bisolfuro.	
$K^3\bar{S}^3$	» KS^3	Trisolfuro.	
$K^4\bar{S}^4$	» KS^4	Tetrasolfuro.	
$K^5\bar{S}^5$	» KS^5	Pentasolfuro	di potassio.

A questa regola però della chimica nomenclatura vi hanno due eccezioni.

Importantissima sovra ogni altra quella che riguarda le idrogenate combinazioni, le quali pigliano nome diverso secondo che sono :

1° Più o meno spiccatamente, e fortemente acide.

2° Neutre.

Il cloro, il bromo, il jodo, il fluoro, lo solfo, il selenio, il tellurio formano coll'idrogeno dei composti che, messi a contatto coi metalli o cogli idrati vi esercitano sopra azione identica a quella degli acidi, e formano dei veri sali in cui il metallo piglia il posto dell'idrogeno.

A questi composti si dà il nome generico di *acidi*, facendolo seguire da quello della specie colla desinenza in *idrico*.

Così diciamo: acido cloridrico, jodidrico, fluoridrico, solfidrico, selenidrico, telluridrico, i composti rappresentati dalle formole :



Nel caso, in secondo luogo, che i composti idrogenati sieno neutri, o se ne formerà il nome seguendo la regola generale, o premesso il nome dell'idrogeno, si farà seguire dall'altro terminato in *ato*.

Gli è così che possiamo indifferentemente designare le due combinazioni dello idrogeno e del carbonio, CH^{s} , $\text{C}^{\text{s}}\text{H}^{\text{s}}$, coi nomi di *proto* e *deutocarburo di idrogeno*, ovvero con quelli di *idrogeno proto* e *deutocarbonato*. La seconda eccezione riguarda i metalli.

Le combinazioni loro prendono il nome generico di *leghe*, ovvero di *amalgame*, se uno dei componenti è il mercurio.

Un ultimo cenno ancora sulla chimica nomenclatura.

Possono i cloruri, bromuri, joduri, solfuri combinarsi fra di loro per formare dei composti, in cui l'uno rappresenti la parte di elemento o gruppo elettro negativo, di acido, l'altro quella di elemento elettro positivo, di metallo per così dire, costituendo così dei veri sali, che i moderni chimici abbracciano sotto le generiche denominazioni di *cloro-sali*, *bromo-sali*, *solfo-sali*, *seleni-sali*.

Così, chi versi soluzione di cloruro di platino in altra di cloruro di potassio, ottiene un composto dal color giallo, insolubile, combinazione di cloruro di potassio e di platino, che si può indifferen-

temente designare col nome di *doppio cloruro platinico potassico*, ovvero di cloro-platinato di potassio.

Versando sul joduro di mercurio dal color vivo fuoco del joduro di potassio, si ha un solubile ed incolore composto di *jodo mercurato*, di *jodo idrargirato di potassio*.

CAPITOLO IV.

METALLOIDI MONATOMICI.

Dell'idrogeno — Cloro, bromo, jodio e fluoro.

Passate a rassegna le generalità della chimica le più importanti, dobbiamo adesso intraprendere lo studio dei precipui, se non di tutti i 66 corpi semplici finora conosciuti, delle naturali od artefatte loro combinazioni.

Cominceremo dai metalloidi monatomici, mettendo in prima linea fra questi l'idrogeno che, rappresentato dal simbolo

H, ha per equivalente	1
per peso atomico	1
per peso molecolare	2.

Rarissimamente libero ed isolato in natura, secondo l'Odling, fu trovato dal Bunsen libero ed in variabili e soltanto piccole quantità nei gaz delle solfature di Islanda. È al contrario uno dei corpi più copiosamente diffusi allo stato di combinazione. Egli è infatti uno degli elementi di quell'acqua che occupa tanta parte del nostro pianeta, dalla quale appunto ha preso il nome, che suona *generatore dell'acqua*. È componente del gaz dei pantani, del solfuro e del fosforo di idrogeno, dell'ammoniaca, dei combustibili minerali, pochi eccettuati, delle sostanze vegetali ed animali, e di una moltitudine di artefatti prodotti.

Parecchi sono i procedimenti con cui lo ottennero e lo otten-

gono tuttavia i chimici, sia per studiarne le proprietà, sia per applicarne quelle che gli conosceremo tra poco.

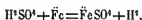
Questi procedimenti consistono:

1° Nell'elettrolisi dell'acqua. Attraversata questa dalla corrente elettrica si decompone, e i due suoi dissociati elementi, ossigeno e idrogeno, si recano, il primo al polo positivo, l'altro al negativo della pila, come è facile a riconoscersi da ciò che l'uno, cioè l'idrogeno, si accende a contatto di un corpo infiammato, e brucia ei stesso ma non alimenta la combustione; l'altro non si accende, ma è alimento della combustione (*Tav. II, Fig. 5*).

2° Colla sostituzione nell'acqua, in un acido, in un idracido, in un idrato di un metallo all'idrogeno.

Così fino dalla prima metà del secolo xvi il Paracelso aveva osservato svolgersi un gaz pel contatto col ferro dell'acido solforico, olio di vetriolo, gaz che il Boyle un secolo dopo raccolse, valendosi di un semplice apparatino (*Tav. I, Fig. 4*), cioè di un matraccino a lungo collo, contenente alcuni chiodini di ferro, che riempì di acido solforico diluito, chiuse con un brano di vescica e capovolve in un provino pieno d'acqua ai $\frac{2}{3}$. La parte superiore del matraccino non tardò a contenere un certo volume di idrogeno svoltesi e saliti, in virtù della sua leggerezza, a farsi cedere il luogo dall'acqua che passò attraverso ai pori della membrana animale nel provino contenente il matraccino.

L'idrogeno venne fatto libero dalla reazione rappresentata dalla seguente equazione:



la quale equazione a formole atomiche può essere tradotta in quest'altra ad equivalenti:



Tanto dall'una quanto dall'altra ne dedurrebbe chi si proponesse preparare quantità grande di idrogeno, che per avere 2 od 1 in peso di lui è necessario sostituirgli 56 ovvero 28 di ferro, ed impiegare diluito coll'acqua una quantità di acido solforico concentratissimo, eguale a 98, ovvero a 49.

Se il Boyle avesse studiato le proprietà del gaz che ottenne e raccolse, non solamente potrebbe dirsi l'iniziatore primo della chimica pneumatica, ma sivvero ancora lo scopritore dell'idrogeno. Ma egli non si curò oltre del gazo prodotto, che solo più tardi veniva riconosciuto combustibile. La verità come sempre procedeva lenta nel suo cammino, e passò un altro secolo ancora prima che nel 1776 il più ricco fra i dotti d'Europa ed il più dotto dei ricchi, come elegantemente scrive il Girardin, ottenuto puro o pressochè puro il nuovo gaz dalla reazione dello zinco e dell'acido solforico diluito, lo facesse ai suoi studi argomento, rendendo così, a detta dello illustre Cuvier, navigabile il vasto e inesplorato mare dell'aria, e cancellando per sempre l'acqua dal numero degli elementi.

Questo egregio uomo fu l'inglese Cavendish, che consacrò intieri i proventi di una fortuna superiore ai 34 milioni, e l'operosa sua vita alla scienza ed alla beneficenza, esempio imitabile, ma non sempre disgraziatamente imitato.

Il procedimento del Cavendish, che è quello stesso con cui preparasi anche oggidì l'idrogeno nei laboratorii di chimica, non differisce che per la diversità del metallo da quello del Boyle.

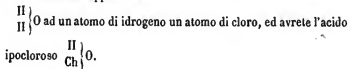
In questo è il ferro che si sostituisce, egli biatomico, ai due atomi di idrogeno dell'acqua, o dell'acido solforico; nel secondo è il biatomico zinco che funziona allo stesso modo.



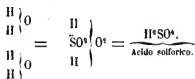
Sostituiscasi all'acido solforico il cloridrico HCl , e lo zinco, il ferro, sostituendosi a due atomi di idrogeno in due molecole di acido, daranno egualmente il gaz idrogeno.



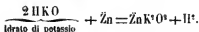
Considerano, e non senza ragione, non pochi tra i moderni chimici l'acqua come il tipo degli acidi. Ed invero sostituite nella formola che la rappresenta



Ponete al posto di due atomi d'idrogeno in due molecole d'acqua il radicale biatomico sulfurile $\text{SO}^\bullet$ ed avrete:



Niuna meraviglia pertanto che in cotest'acqua, in cotesto tipo semplicissimo degli acidi, possa l'idrogeno da taluni metalli alle ordinarie, da altri ad elevate temperature essere sostituito, che abbiansi per conseguenza le seguenti reazioni:



Indi il perchè se introducasi in campanella piena di mercurio un globulo di potassio, di sodio, poi una piccola quantità di acqua, l'uno o l'altro dei due metalli, a lui sostituendosi, ne facciano libero l'idrogeno; il perchè proiettato alla superficie dell'acqua un globulo di questi metalli, la decomponga per associarsene l'ossigeno, onde l'idrogeno libero che brucia al contatto dell'aria per la elevatissima temperatura prodotta nell'atto della chimica combinazione; il perchè scaldati insieme zinco e idrato di potassio, di sodio, svolgano idrogeno anch'essi, e dia idrogeno l'alluminio posto a contatto di una soluzione di idrato di potassio; e la ragione finalmente per cui allorquando ai chimici occorre una lenta sorgente di idrogeno allo stato nascente, s'impieghi un'amalgama di sodio e mercurio posta a contatto dell'acqua.

Si è detto pur dianzi il metodo ordinariamente impiegato nei laboratori alla produzione dello idrogeno essere quello del Cavendish. Veggasi ora l'apparecchio che a questo fine s'impiega (*Tav. I, Fig. 2*).

Una fiala di Woulf, A, munita di tubo ad imbuto B che pesca fino al suo fondo, e di un tubo abluttoro C contiene dello zinco in grana,

facile a prepararsi versando questo metallo fuso da una certa altezza nell'acqua fredda. Su questo zinco si versa dal tubo verticale B dell'acido solforico diluito con otto volte il suo volume di acqua. L'idrogeno che si svolge passa a gorgogliare nel tubo D attraverso ad una soluzione di idrato di potassio, che ritiene, associandosele, le minime quantità di acido solforico che l'idrogeno ha seco meccanicamente trascinato, poi nel tubo E in soluzione di azotato di argento che ritiene l'arsenico e lo solfo dai quali è talvolta lo zinco, e massimamente il commerciale, inquinato, e si asciuga finalmente passando per la colonna F di cloruro di calcio prima di andarsi a far cedere il luogo dal mercurio in campanelle piene di questo metallo e che riposano su bagno di lui, che chiamasi con tecnica voce tinnozza idrargiro - pneumatica.

Fu inoltre ottenuto l'idrogeno in grandi quantità per mezzo della reazione del ferro portato alla temperatura del calor rosso vivo sul vapor acqueo, onde si ebbe:



Gli è infatti con questo procedimento che il Coutelle, capitano degli areonauti al servizio delle armate di Francia, sotto la prima Repubblica, riempiva il globo areostatico l'*Entreprenant*, con cui rese tanto segnalati servizi alla battaglia di Fleurus.

Un ultimo procedimento finalmente per la economica produzione dell'idrogeno fu in questi ultimi tempi proposto ed attuato in Francia.

Consiste questo nel mescolare del carbone pulverulento e della calce spenta, idrato di calcio, nelle proporzioni di 12 del primo, 148 del secondo, poi nel portare il miscuglio alla temperatura del calor rosso vivo in cilindro di ferro o di ferraccio.

Il carbonio sostituirassi, egli tetratomico, a quattro atomi di idrogeno in due molecole di idrato di calcio, e combinatisi due atomi di ossigeno trasformerassi in anidride carbonica, in ossido di carbonile, mentre i quattro atomi di libero idrogeno si svolgeranno mescolati all'anidride carbonica che si produsse, e che può essere ritenuta da una soluzione di soda, la quale trasformerassi a sua posta in carbonato, e poi in bicarbonato.

L'idrogeno si svolgerà mediante la reazione:



È l'idrogeno un corpo aeriforme, un gaz trasparente, incolore, inodoro, se puro, permanente, che cioè nè per abbassamento di temperatura, nè per grandi pressioni potè essere liquidificato, e tanto meno solidificato. Più leggiero di tutti gli altri, pesa sotto il volume di un litro, alla pressione di una atmosfera ed alla temperatura di 0°: 0^{sr},08961, talchè se chiamasi =1 il peso di un eguale volume di aria che è =1,293187, quello dell'idrogeno risulterà =0,0693.

Chi sottoponga a campanella piena d'aria una campanella di idrogeno avrà una palpabile dimostrazione della costui leggerezza, trovando lui combustibile, ma non comburente, sostituitosi all'aria nella campanella superiore, e viceversa questa al posto dell'idrogeno nella campanella inferiore.

Piena di idrogeno, una bolla di sapone si leva in virtù della sua leggerezza rapidamente nell'aria, imitando su microscopica scala i globi in caoutchouc variamente coloriti, pieni di idrogeno, trastullo dei nostri ragazzi, ed in proporzione più microscopica ancora i grandi areostati coi quali primo il Charles nel passato secolo, sostituendo all'aria rarefatta dei Montgolfier l'idrogeno del quale poco prima il Cavendish aveva rivelato al mondo scientifico le singolari proprietà, apriva per così dire al Pilatre de Rosieres, al Zambeccari, al Gay-Lussac, al Biot, e in questi ultimi tempi ai Barral, ai Bixio, ai Nadar, e ad altri assai la via delle superne regioni dell'atmosfera; quei globi areostatici, in uno dei quali, che egli denominò il gran prigioniero, il signor Giffard ti faceva salire nell'occasione della esposizione mondiale a Parigi nel 1867, onde potessi contemplare da una grande e determinata altezza, oltre la quale non permetteva che si levasse, il panorama stupendo della moderna Lutezia e del sottoposto paese per quanto lungi poteva arrivare lo sguardo; quei globi areostatici finalmente che, montati o non, la fanno adesso (1871) da succedanei al vapore ed al telegrafo in non poche regioni di Francia.

È l'idrogeno un molto fuggevole gaz, tale cioè che passa assai age-

volmente attraverso le membrane animali ed i corpi porosi impermeabili all'acqua. Così basta la più esile fessura perchè egli fugga dai recipienti che lo contengono e vada a mescolarsi all'aria atmosferica. A questa proprietà per cui l'idrogeno primeggia su tutti gli altri gaz che la posseggono in minor grado dassi il nome di *diffusibilità*. Essa che ha ricevuto delle importanti applicazioni nello studio della composizione dei miscugli gazzosi, è in ragione inversa della radice quadrata della densità dei gaz, e ci spiega il perchè delle difficoltà molte che si oppongono all'impiego dell'idrogeno alla illuminazione, il perchè mal si conservi questo nei globi areostatici, attraverso alle pareti dei quali in pochi giorni passando finisce per diffondersi in massima parte nell'atmosfera, onde la sostituzione a lui del gaz luce, che ha densità 9 volte maggiore.

È finalmente, secondo il Magnus, il solo gaz che dimostri sensibile conduttibilità pel calorico, presentando così un punto di analogia coi metalli, carattere che il Faraday, in grazia appunto di questa fisica e di altre sue chimiche proprietà, ha fatto rilevare.

Le proprietà chimiche dell'idrogeno sono le seguenti :

Portato a sufficientemente elevata temperatura si combina all'ossigeno dell'aria atmosferica, e produce, bruciando, dell'acqua; è in altre parole combustibile, ma non alimenta per sè stesso la combustione, non è comburente. Immerso in campanella di idrogeno, un cerino acceso si spegne, ma l'idrogeno si infiamma e brucia man mano che entra a contatto di lui l'aria atmosferica.

Infiammisi l'idrogeno che si svolge dall'apparecchio A (*Tav. II, Fig. 7*) e che lasciata, nel suo passaggio attraverso alla colonna di cloruro di calcio B, ogni traccia di umidità, prorompe dalla punta capillare del tubo al quale è sovrapposta la campana C. Questa si cuopre ben presto di numerosissime gocciollette di acqua, dovute alla combinazione dell'idrogeno coll'ossigeno dell'aria che gli stava e gli si rinnovò man mano a contatto. Ed acqua egualmente si formerà se in eccesso di idrogeno noi faremo arrivare una piccola quantità di ossigeno. Egli si combinerà l'idrogeno che gli stà e gli si rinnova a contatto, e noi vedremo occupare il centro dello apparecchio una fiammella dovuta, non alla combustione dell'ossigeno, come dicono senza ragione taluni, ma sì a quella di due

atomi di idrogeno per uno di ossigeno (1). Se il vapore acqueo che formasi nell'atto della combustione dell'idrogeno e che tosto si condensa, provi questo brusco cambiamento di stato in uno stretto tubo, allora ha luogo una serie di vibrazioni, e si fa udire un suono più acuto o più basso secondo che si innalza o si abbassa il tubo, fenomeno cui dassi il nome di *armonica chimica*.

Può essere la combustione dell'idrogeno, o in altre parole la sua combinazione coll'ossigeno dell'aria, anche altrimenti che coll'elevare la temperatura iniziata. Basta per ciò il farlo arrivare a contatto con un corpo eminentemente diviso e poroso che lo condensi, e lo presenti così condensato all'aria atmosferica.

Così avviene quando a un getto di idrogeno si presenta un pezzo di spugna di platino, vale a dire questo metallo molto poroso e diviso. Questa, pel calorico che si svolge nell'atto della combinazione delle prime porzioni di idrogeno coll'ossigeno, si fa tosto incandescente ed infiamma il successivo idrogeno. Il Berzelius pensò questo ed altri analoghi fenomeni derivare da una peculiar forza che nomò *catalittica*, in virtù della quale taluni corpi, senza pigliar parte alle reazione, determinano la combinazione e la decomposizione di taluni altri.

Sulla catalissi della spugna di platino è fondata la lampada che dal nome dell'inventore si intitola di Doberheiner, ad intendersi agevolissima. Consta infatti di un apparecchio a svolgimento di idrogeno, il quale, se aprendo una valvola gli si conceda l'uscita, viene a contatto con un pezzettino di platino spungioso che si arroventa. L'idrogeno si infiamma a sua posta ed accende la lampadina ad olio, il lucignolo della quale trovasi nella sua fiamma.

Questa grande chimica affinità dell'idrogeno per l'ossigeno ci dà

(1) Si ponga in comunicazione un cannello da smaltatore di Bunsen (Tav. III, Fig. 12) con una sorgente di ossigeno a vece che col mantice ad aria, si lasci arrivare l'idrogeno sotto debol pressione, lo si accenda e si apra intanto la chiavetta di comunicazione coll'ossigeno, e si cunpra la fiamma con un tubo di vetro così da chiudere ogni accesso all'aria atmosferica dal basso all'alto nell'interno del tubo. La fiamma dell'idrogeno spegnerassi in ogni altro punto, meno che in quello corrispondente al cannello di mezzo apportatore dell'ossigeno, che per conseguenza sembra bruciare. Questo medesimo apparato servirà molto bene a produrre il fenomeno della *armonica chimica*, cioè suoni più gravi od acuti secondo che si faccia arrivare l'ossigeno in maggiore o minor quantità.

la spiegazione della sua azione riducente, in altre parole del come anche a freddo, se allo stato nascente, egli pigli per combinarselo l'ossigeno ai corpi che ne son costituiti, od a taluni altri il tolga col soccorso del calorico se venga loro a contatto.

Così idrogeno che passi sopra ossido di rame scaldato al color rosso incipiente si impadronisce dell'ossigeno di lui, forma dell'acqua e lascia del rame metallico.

Non altrimenti toglie l'idrogeno il cloro ai cloruri metallici, se lo combina per formare acido cloridrico, e lascia libero il metallo.

Distinguesi per ultimo l'idrogeno per la grande quantità di calorico che svolge nell'atto della sua combustione, soprattutto se questa venga alimentata dall'ossigeno puro, ovvero dall'aria compressa.

Indi il cannello di Newmann, col quale, alimentando la combustione dell'idrogeno puro coll'ossigeno, si fonde, come cera al fuoco ordinario, un grosso filo del refrattario platino, indi la fusione di questo metallo operata a centinaia di chilogrammi in Francia ed in Inghilterra, e l'apparecchio Schoessling, con cui si ottengono enormi temperature mediante l'idrogeno puro, od il gaz illuminante e l'aria compressa, ed i forni per la fusione dei metalli, delle leghe, per la copellazione e la smaltatura, del signor Perrot, e la scaldatura autogena dei metalli, cioè il metallo saldato a sé stesso senza l'intervento di altri più fusibili, platino a platino, oro ad oro, argento ad argento, piombo a piombo.

Nella preparazione dello idrogeno coll'ordinario procedimento dello zinco e dell'acido solforico conviene attentamente avvertire, prima di raccogliere il gaz per valersene ad sperimentare, che tutta l'aria atmosferica sia stata scacciata dall'apparecchio. Se infatti altrimenti fosse, si avrebbe un miscuglio che posto in contatto di un corpo infiammato, violentemente esplodendo, potrebbe, con grave pericolo e danno dell'operatore e degli astanti, mandare in pezzi i recipienti nei quali è contenuto, si avrebbe in una parola la così detta aria tuonante.

All'idrogeno si combinano atomo ad atomo, volume a volume, quattro altri metalloidi, anch'essi perciò mono-atomici, i quali, siccome quelli che posti a contatto coi metalli, cogli ossidi o cogli idrati, non altrimenti che gli ossi acidi li convertono in sali, sono chiamati *corpi alogeni* con parola composta derivante dalla greca

favella, che suona *generatore di sali*. I sali poi che costituiscono dicono alla volta loro *sali aloidei*.

Sono i corpi alogeni in numero di quattro, cioè il cloro, il bromo, il jodo ed il fluoro.

Occupiamoci di loro, incominciando dal cloro.

È questo rappresentato dal simbolo Cl, ovvero Ch. Ha equivalente e peso atomico che si confondono $= 35,5$, o, secondo alcuni moderni chimici, $= 35,46$.

Non libero mai, trovasi allo stato di combinazione abundantissimo il cloro in natura. Egli è che associato al sodio costituisce il cloruro di questo metallo, che porta il nome di *sal gemma* quando si incontra solido nel seno della terra, di *sal marino* se ricavato dalle acque salate o marine che lo contengono in soluzione mescolato ai cloruri di potassio, di magnesio, di calcio. Trovasi ancora in parecchi minerali, quali il cloruro nativo di argento, di piombo, di calcio, ecc.; in combinazione finalmente coll'idrogeno, allo stato di acido cloridrico, nella atmosfera e nelle acque dei paesi vulcanici.

Primo lo svedese Scheel isolò dalle sue combinazioni il cloro, nel 1774, esaminando il perossido di manganese cognito ai tempi suoi sotto il nome di *magnesia nera*. Credendolo egli un acido, lo chiamò *acido marino*, o *muriatico deflogisticato*. Più tardi Lavoisier, ritenendolo saturo di ossigeno, lo chiamò *acido muriatico ossigenato*.

Gay Lussac e Thenard in Francia, e Davy in Inghilterra, provveduti di migliori mezzi di indagine, dimostreranno la elementare natura di questo corpo che il Davy dal colore battezzò col nome di *clorina* (verde chiaro), mutato per ultimo dall'Ampère in quello di *cloro*.

Parecchi possono essere i procedimenti ad ottenere libero il cloro. Usitatissimo, e quasi esclusivamente praticato, così nei laboratori di chimica, come nelle industriali officine, il seguente:

Si introduce nel pallone A (*Tav. III, Fig. 11*) 1 parte di perossido di manganese, del nero corpo che porta in commercio il nome di *manganese*, composto risultante dalla combinazione di un atomo del biatomico metallo con due atomi di ossigeno, e vi si versano su per mezzo del tubo ad imbuto B, che fa l'ufficio altresì di valvola di sicurezza, 6 parti di acido cloridrico. La reazione, che si

inizia anche a freddo, favorita, quando si allenta, con lene calore, fa svolgere il cloro.

Abbiamo infatti:



Lavasi il metalloide nell'acqua contenuta nella fiala di Voulf C, si essica nel suo passaggio pel tubo a cloruro di calcio D, e scacciata dalla fiala E l'aria alla quale si sostituisce, essendo 2, 1/2 volte più denso di lei, ivi raccogliesi.

In questa reazione abbiamo il biatomico manganese che si sostituisce a 2 atomi di idrogeno in due molecole di acido cloridrico, e forma una molecola di cloruro di manganese Mn Cl^2 . Viceversa i due atomi di ossigeno si sostituiscono ai quattro atomi di cloro, e preso essi in combinazione tutto l'idrogeno, danno due molecole di acqua $2 \text{H}^2 \text{O}$, lasciando liberi due atomi, cioè una molecola di cloro Cl^2 .

Non di rado si ottiene altresì il cloro mediante la reazione del cloruro di sodio, dell'acido solforico, e del perossido di manganese.

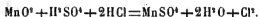
Cominciano a prodursi in tal caso del solfato di sodio e dell'acido cloridrico; poi del solfato di manganese, dell'acqua e del cloro.

In altre parole, la reazione che in due tempi si compie può essere dalle due seguenti equazioni rappresentata:

I.



II.



Si può finalmente preparare il cloro mediante la reazione dell'acido cloridrico sul cromato di potassa.



Con qualsivoglia degli accennati procedimenti ottenuto, distinguono il cloro le seguenti proprietà. Ha color verde giallastro, è alle ordinarie temperature e pressioni gassoso, ma coercibile, si

liquidifica anche a $+15^{\circ},5$ sotto la pressione di 4 atmosfere. Pesa egli 35,5 volte più dell'idrogeno, cioè $3\pi,16$ sotto il volume di 1 litro. La sua densità paragonata pertanto a quella dell'aria presa per unità è $= 2,44$.

Ha il cloro un forte ed irritante odore, ed inspirato anche in minima quantità irrita vivamente gli organi della respirazione, sui quali, se in maggior dose, esercita azione disorganizzatrice, epperò molto pericolosa.

Sciogliesi il cloro nella proporzione di volume a volume nell'acqua, anzi se questa sia mantenuta a 0° se le combina per formare un idrato $\text{Cl}^{\circ} 10 \text{H}^{\circ} \text{O}$.

Questo idrato, chiuso in un tubo piegato ad U, poi scaldato, dimette il cloro, che non potendo oltre diffondersi, esercita sopra sè stesso pressione bastante a liquidificarlo, cosicchè egli va a raccogliersi nella parte del tubo opposta alla scaldata A, massimamente se questa tengasi immersa in miscuglio frigorifero B (*Tav. III, Fig. 13*).

La solubilità del cloro nell'acqua ci spiega il perchè non si raccolga su questa, a meno che sia satura di sal marino, nel qual caso la perdita del cloro si riduce a minimi termini.

È il cloro dotato delle più energiche affinità per gli altri corpi, alla maggior parte dei quali si combina direttamente, con svolgimento non di rado di calorico luminoso, come avviene quando si proietti in fiala di cloro secco dello antimonio o dell'arsenico pulverulento. Le particelle loro diventano incandescenti e si convertono in bianchi vapori di cloruro di antimonio o di arsenico $\text{Sb}^{\circ} \text{Cl}^{\circ}$, $\text{As} \text{Cl}^{\circ}$.

Nè meno pronta è la sua combinazione col fosforo per darci $\text{Ph} \text{Cl}^{\circ}$, come ce lo dimostra lo accendersi quasi istantaneo di un pezzo di carta asciugante imbevuta di una soluzione di fosforo nel solfuro di carbonio, tuffata in fiala di cloro secco.

Il corpo però per cui spiega il cloro la più energica affinità è l'idrogeno, al quale si combina non solamente se il trovi libero ed isolato, ma sivero ancora determinandolo ad abbandonare le combinazioni nelle quali già trovisi vincolato, i composti in una parola idrogenati. Indi il perchè un miscuglio di volume a volume di cloro e di idrogeno attraversato dalla scintilla elettrica, portato con un

corpo infiammato a temperatura bastevolmente elevata, colpito dai raggi diretti del sole, esposto alla irradiazione della fiamma del solfuro di carbonio, o del magnesio, esplode violentemente, ovvero abbandonato a sè stesso, sotto la influenza della luce diffusa, si trasforma in un volume di acido cloridrico eguale alla somma del volume dei due gaz; il perchè il cloro in soluzione nell'acqua decomponga quest'ultima per appropriarsene l'idrogeno, e ne metta l'ossigeno in libertà sotto l'influenza della luce; il perchè il cloro, col concorso del calorico, decomponga il vapore acqueo, passando con questo mescolato in tubo di porcellana arroventato, si approprii l'idrogeno per trasformarsi in acido cloridrico, e lasci libero lo ossigeno che, separato dal compagno, fatto gorgogliare in soluzione di idrato di potassio o di sodio, può essere raccolto in campane sull'acqua. Si osservi la figura rappresentante l'apparecchio che serve ad eseguire l'esperimento (*Tav. III, Fig. 10*).

A, palloncino a svolgere il cloro,

B, stortina contenente acqua che scaldata si converte in vapore,

C, tubo di porcellana incandescente,

D, fiala contenente idrato di potassio che assorbe l'acido cloridrico,

E, campanella per raccogliere l'ossigeno.

Non altrimenti chi immerga in fiala di cloro secco, legno, carta, o cerino infiammato, vedrà l'idrogeno di questi corpi associarsi al cloro, formare dei vapori di acido cloridrico, ed il carbonio loro, posto in libertà, deporsi sotto forma di nero fumo. Nè sempre occorre infiammare prima il corpo che vogliasi far decomporre dal cloro. Così un pezzo di carta imbevuta di essenza di trementina si accende spontaneo nel cloro, e dà una considerevolissima quantità di nero fumo e di acido cloridrico.

Combinazione di idrogeno e solfo, il gaz acido sulfidrico, il protosolfuro di idrogeno, H^2S , che a contatto del cloro, deposto lo solfo, si trasforma in acido cloridrico, è un altro esempio della potente affinità del cloro per l'idrogeno, e ci spiega la distruzione col mezzo di lui dei fetidi miasmi di origine organica, che hanno fra i principii loro costituenti l'idrogeno, la sua azione disinfettante in una parola, sia che lo si impieghi libero ed isolato, come nell'apparecchio del Guyton di Morveau, ovvero sotto forma di

ipocloriti, che sono di lui, come a suo tempo il conosceremo, sorgenti abbondanti.

Per combinarsi egualmente l'idrogeno principio lor costituente, vi fissi o non sopra l'ossigeno dell'acqua che ha decomposta, modifica il cloro le materie organiche colorate e le imbianca, esempio una soluzione di indaco, fiori di viole, ecc., il che ci spiega il perchè in tanta copia le arti impieghino il cloro ed i composti che il somministrano ad imbiancare le tessili fibre ed i tessuti di origine vegetale.

Più potente il cloro, nelle sue affinità del jodo e del bromo li sposta dalle combinazioni, e loro si sostituisce atomo ad atomo. Così chi su miscuglio di soluzione di joduro di potassio e d'amido inclini una fiala di cloro, vede il liquido man mano colorirsi in azzurro. Ciò perchè il cloro si è sostituito al jodo, ha preso egli in combinazione il potassio per formarne cloruro di potassio. Il jodo rimasto libero si è combinato all'amido, e si è trasformato in joduro di amido, uno dei caratteri del quale è appunto l'azzurro colore.

Secondo fra i monoatomici metalloidi si presenta, oggetto ai nostri studi, il bromo. Ha questo per rappresentante il simbolo Br, equivalente e peso atomico che si confondono = 80.

Le applicazioni che libero e soprattutto allo stato di combinazione ha ricevuto e riceve nella medicina, nelle scienze e nelle arti, l'una delle quali principalmente, la fotografia, lo impiega come sostanza accelerante per la produzione delle immagini, lo fanno corpo dotato di relativa importanza.

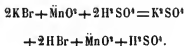
Recente è la scoperta del bromo, fatta nel 1826 dal sig. Ballard, chimico allora a Mompellieri, membro adesso dell'Istituto, ed uno dei più vecchi ed illustri professori del Collegio di Francia. Egli lo estrasse dalle acque madri delle saline. Queste infatti contengono il bromo allo stato di bromuro di magnesio, stato in cui fu pure trovato nelle acque di Kreuznach, di Kissingen, di Cheltenham. Si incontra finalmente il bromo nelle ceneri delle piante marine, delle spugne, dei molluschi, e nell'olio di fegato di merluzzo, cui partecipa forse una parte delle virtù medicatrici.

Due sono i procedimenti con cui il bromo può essere isolato dalle sue combinazioni coi metalli, dai bromuri, ad esempio, di

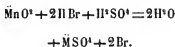
magnesio e di potassio. Il primo è lo stesso che serve alla preparazione del cloro, colla differenza che al cloruro di sodio si sostituisce il bromuro sul quale si fanno reagire acido solforico, e perossido di manganese, come adesso noi in questa stortina in cui abbiamo già del bromuro di potassio e del perossido di manganese, sui quali versiamo acido solforico diluito col suo volume di acqua.

La reazione che in due diversi periodi si fa può essere dalle seguenti equazioni rappresentata:

I.



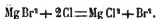
II.



Le molecole di bromo che svolgonsi, dotate allo stato di vapore, di color rosso arancio, sciolgonsi o si raccolgono al fondo dell'acqua in cui si fanno arrivare.

Il secondo procedimento ha ragione d'essere nella più energica affinità del cloro pei metalli. Fatto egli reagire sui bromuri toglie a questi il metallo, e sostituitosi al bromo lo fa libero, isolato. Immaginate una soluzione satura di bromuro di magnesio in cui si versi acqua clorata.

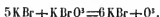
Avremo:



Aggiungasi al liquido, che è colorito in giallo dal bromo in lui sciolto e diffuso, dell'etere, e questo si impadronirà del bromo e lo trascinerà seco a galleggiare sulla più pesante soluzione di cloruro di magnesio.

Si decanti la soluzione bromo-eterea, si tratti collo idrato di potassio, e la si decolorirà per la scomparsa del bromo trasformatosi in bromuro e bromato di potassio, entrambi incolori.

Questo miscuglio, calcinato, dimetterà dell'ossigeno, e tutto ridurrassi in bromuro potassico, dal quale col primo già accennato procedimento, cioè coll'acido solforico ed il perossido di manganese, agevole sarà ottenere libero il bromo.



È il bromo un corpo liquido, di un color rosso bruno, di una densità = 2,26.

Emette egli, anche alle ordinarie temperature, degli abbondanti vapori che hanno un ingratisimo odore, onde il nome di *bromo*, che suona appunto cattivo. Attaccano questi vapori le membrane mucose degli organi della respirazione, e possono essere cagione di gravi disturbi nella salute, se imprudentemente inspirati. Indi il perchè il bromo voglia essere maneggiato colle più grandi cautele, e si tenga ordinariamente sotto uno strato di acqua, o di acido solforico.

Entra il bromo in ebullizione alla temperatura di 45°, e si solidifica a — 19°.

Freddato a 0°, forma, come il cloro, coll'acqua un idrato $\text{Br}^310\text{H}^2\text{O}$.

Sciogliesi in 33 volte il suo peso di acqua e, decomponendola, ausiliatrice la luce, forma dell'acido bromidrico con svolgimento di ossigeno.

Dopo il bromo viene in terza linea il jodo. Così chiamato dal colore violaceo dei suoi vapori, ha per simbolo I, e peso atomico = 127.

Compagno al bromo, il jodo trovasi anch'egli in combinazione ai metalli, e principalmente al sodio, al calcio, al magnesio nelle acque marine ed in quelle di talune sorgenti.

La maggior quantità di lui ricavasi dalle ceneri dei varech, delle spugne, dei zoofiti, dei molluschi.

Questo corpo, in grazia del quale può dirsi che la moderna fotografia sia nata, fu scoperto nel 1811 dal Courtois, povero salnitraio di Parigi.

Trattando egli coll'acido solforico i residui di una soda di varech, derivante cioè dalle ceneri di queste piante marine, vide levarsi

indi copia di violacei vapori deponendosi poi sulle pareti del matraccio sotto forma di bigie e lucenti laminette. Erano jodo.

Gay-Lussac, e Davy studiatolo più tardi, lo riconobbero corpo semplice, e lo insignirono del nome che ha conservato.

Distinguesi fisicamente il jodo dagli altri corpi alle seguenti proprietà:

Solido alle ordinarie temperature, ha una densità $= 4,948$, cristallizza sotto forma di tavole o di ottaedri romboidali, si fonde a 107° , e si converte in vapore che ha densità paragonata a quella dell'aria $= 11,32$, a quella dello idrogeno $= 127$.

Non si scioglie nell'acqua che nella proporzione di $1/7000$, che basta appena a darle una tinta gialla o bruno chiara. L'alcool, l'etere ne sciolgono una maggior quantità, non tanto però quanto il solfuro di carbonio, la benzina ed il cloroformio, ai quali comparte il bel colore dei suoi vapori.

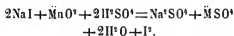
Così dove noi isoliamo il jodo contenuto in limpida ed incolore soluzione di joduro di potassio col più energico cloro, ed agitiamo col solfuro di carbonio, colla benzina, col cloroformio lo vediamo sciogliersi in questi liquidi, e galleggiare coi meno densi alla superficie, recarsi coi più densi al fondo del saggio in cui si opera.

Fra le chimiche proprietà del jodo che, quantunque un po' meno energiche, son quelle del cloro e del bromo, merita specialmente di fissare la nostra attenzione la sua affinità per l'amido, principio immediato organico.

Venutogli a contatto, se lo combina e forma un azzurro composto, il joduro di amido. Indi il mezzo di riconoscere la presenza dell'amido eol jodo, e viceversa di questo coll'amido.

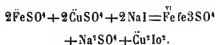
Così chi in debolissima soluzione di amido versi alcune gocce di soluzione di joduro di potassio, poi una o due di acqua clorata, vedrà il liquido colorito in azzurro dal formatosi joduro di amido, facile a distinguersi da altri corpi aventi lo stesso colore, dal *bleu* di Prussia ad esempio, che formasi ogni qual volta in soluzione di un sal ferrico si versi altra di prussiato giallo di potassio, di cianoferruro potassico, perciò che il joduro d'amido blandemente scaldato si decolora per tornare, freddando, azzurro come prima, mentre il colore del *bleu* di Prussia, dello indaco son permanenti.

Si è già detto ricavarsi il jodo dalle acque madri delle sode in massima parte. È da soggiungersi che impiegasi, ad isolarlo dai joduri che lo contengono, un metodo identico a quello che serve alla preparazione del bromo, facendo cioè reagire su coteste acque madri concentrate dell'acido solforico e del perossido di manganese.



Si impiega altresì da taluni questo altro procedimento:

Si trattano le acque madri concentrate con un miscuglio di solfato ramico e di solfato ferroso, onde la reazione:



Il ramoso joduro prodottosi pressochè incolore, si precipita siccome insolubile, mentre la soluzione ritiene dell'allume, ossia del doppio solfato ferrico-sodico.

Trattato finalmente il joduro di rame coll'acido solforico ed il manganese, somministra libero il jodo.

E qui terminerebbe la storia del jodo libero, se non restasse a far cenno di una non ancora ben definita e curiosa combinazione di lui coll'azoto e coll'idrogeno, che è uno dei più manifesti esempi d'instabilità.

Si ottiene questa riducendo in polvere una piccola quantità di jodo, poi versandovi sopra un po' di ammoniaca concentrata. Si lasciano per 1/4 d'ora i due corpi a contatto, si decanta la parte liquida, si lava la solida, e divisala in molte esili porzioni, si colloca su carta senza colla e su porcellana spolita, a seccarsi.

Si ha così un corpo in cui sembra che un atomo di idrogeno dei tre costituenti l'ammoniaca sia stato sostituito da un atomo di jodo:



Questo corpo, toccato appena, istantaneamente si decompone, violentemente esplodendo.

Poco rimane a dirsi sull'ultimo dei monoatomici metalloidi, che non esiste mai libero in natura.

È questo il fluoro, che ha per simbolo le due prime iniziali del suo nome Fl, peso atomico = 19.

Lo si incontra nel regno minerale e nello organico. Il così detto spato-fluoro dei mineralogi, impiegato come fondente, il fluoruro di calcio, è un composto del metalloide del quale ci occupiamo e del metallo calcio; la *criolite* è a sua volta una combinazione di alluminio e di sodio col fluoro, un doppio fluoruro-sodico-alluminico.

Fu trovato ancora il fluoro nei feldspati, nelle rocce plutoniche. Fu segnalata finalmente la sua presenza nelle ossa, nei denti, nelle urine, nel sangue, nel latte, e nel gambo delle graminacee e delle equisetacee.

Corpo dotato delle più energiche affinità chimiche, il fluoro sembra essere libero, areiforme o gassoso, e distinguesi soprattutto per la rapidità colla quale agisce sopra i silicati, e segnatamente sul vetro, come ce ne convinceremo studiando la sua combinazione all'idrogeno, e le proprietà che lo caratterizzano. Le più recenti indagini sul fluoro sono dovute al signor Fremy che, sottoposto il fluoruro di potassio fuso alla elettrolisi, ottenne un gaz che attacca il platino, decompone l'acqua con formazione di acido fluoridico, non altrimenti che il cloro cui si assomiglia e che supera in potenza di affinità.

Lo stesso gaz fu pure ottenuto dal Fremy ed altri facendo reagire, ad elevata temperatura, l'ossigeno sui fluoruri, sui quali i fratelli Knox esperimentarono, servendosi di recipienti di fluoruro di calcio, di materia cioè che, già satura di fluoro, non poteva per conseguenza da questo venire attaccata.

Studiata la famiglia dei monoatomici metalloidi, vuol l'ordine logico che si studino le combinazioni di questi metalloidi fra loro.

Incominceremo dal cloro.

Forma il cloro un solo composto coll'idrogeno, associandovisi atomo ad atomo, volume a volume. A questa combinazione rappresentata perciò dalla formola HCl , ed avente densità = 18,25, peso molecolare = 36,5, cui davasi anticamente il nome di *spirito*

di sale, *acido del sale*, *acido marino*, *acido muriatico*, *acido idroclorico*, si impose quello di *acido cloridrico*.

Essa può essere considerata come una molecola d'idrogeno H_2 nella quale ad un atomo di idrogeno se ne è sostituito uno di cloro HCl , formola tipo alla quale si possono riferire i composti tutti degli elementi monatomici, o dei radicali composti monatomici anch'essi.

Due sono i procedimenti con cui può essere l'acido cloridrico preparato, scientifico l'uno, industriale l'altro e scientifico contemporaneamente.

Riempionsi di cloro e di idrogeno secco per spostamento dell'aria che vi è contenuta, due palloncini di eguale capacità, che si adattino esattamente l'uno sull'altro, e sovrappongonsi così che il contenente il cloro occupi la parte superiore, poi si abbandonano all'azione della luce diffusa. La combinazione si fa lentamente, e la colorazione del cloro scompare. Se apronsi allora sotto il mercurio i due palloncini, si osserva che il volume dei gaz non è punto scemato od accresciuto. Ma se vi si introduce un po' di acqua tinta col tornasole in azzurro, vedrassi che tutto il gaz è prontamente assorbito e volge al rosso il colore dell'acqua, solubilità, e reazione acida che caratterizzano la combinazione del cloro all'idrogeno.

I due gaz pertanto, idrogeno e cloro, si sono combinati volume a volume, per dare un volume di acido cloridrico eguale alla somma del volume dei componenti.

L'acido cloridrico ottiensì industrialmente come secondario prodotto nella fabbricazione delle sode fattizie, e nei laboratori dei chimici, facendo reagire l'acido solforico sul cloruro di sodio, e favorendo, quando comincia ad allentarsi, dopo essersi spontaneamente iniziata, la reazione col calorico.

Si ha infatti :



Abbiamo qua la sostituzione di un atomo di sodio ad uno di idrogeno, onde una molecola di acido solfato di sodio, e viceversa quella di un atomo di idrogeno al sodio che, preso in combinazione il cloro, si svolge allo stato di gazo acido cloridrico che noi siamo

obbligati a raccogliere sul mercurio, del che ci si manifesterà la ragione fra poco (*Tav. II, Fig. 6*).

Imaginate al matraccino di vetro che noi adoperiamo sostituiti dei grandi cilindri di ferraccio locati in appositi forni, al cloruro di sodio fuso sostituito del cloruro di sodio, del sal marino tal quale, nella proporzione di due molecole ad una di acido solforico, ed avrete le due seguenti reazioni, che vi daranno due molecole di acido cloridrico per ogni molecola di acido solforico impiegato.

I.



II.



Ponete finalmente che il gazzoso acido cloridrico passi in una serie di damigiane contenenti un po' di acqua: vi si scioglierà, ed avrete l'acido cloridrico del commercio.

Con 160 K. di sal marino e 130 di acido solforico a 66° si ottengono 208 K. di acido liquido che segna da 22 a 23 gradi all'areometro di Beaumé, e contiene, all'incirca, 62 K. di acido gazzoso.

Può inoltre l'acido cloridrico essere ottenuto facendo reagire il cloro sulle combinazioni idrogenate. Così noi vedemmo l'acqua decomposta dal cloro scindersi in libero ossigeno ed in idrogeno che al cloro si associa, e forma acido cloridrico; così ancora il cloro fatto reagire sull'acido sulfidrico, idrogeno solforato, H^2S , in cui abbiamo all'ossigeno dell'acqua sostituito un atomo del biatomico solfo, darà lo solfo posto in libertà, e l'idrogeno al cloro associato in una molecola di acido cloridrico.



È l'acido cloridrico, puro alle ordinarie temperature e pressioni, un gaz incolore, di un odore molto irritante, di un sapore acidissimo.

Forma al contatto dell'aria dei densi fumi bianchi per la sua combinazione ai vapori dell'atmosfera, e per il successivo loro condensamento.

La sua solubilità nell'acqua è = 458 volte il volume di lei. Così chiuso in una campanella questo gaz, se l'acqua gli venga a contatto, è tanto prontamente assorbito, da produrre nell'urto che ne consegue la rottura talvolta del recipiente medesimo; così vediamo l'acqua fatta azzurra col tornasole slanciarsi in un matraccino pieno di gaz acido cloridrico, non appena le venne questo a contatto, e colorirsi in rosso.

Parecchie sono le combinazioni che può formare l'acido cloridrico coll'acqua, rappresentate le principali dalle formole seguenti, accanto alle quali è scritta la densità :

$\text{HCl} + 3\text{H}^{\circ}\text{O}$		Densità	1,21
$\text{HCl} + 4\text{H}^{\circ}\text{O}$		»	1,162
$\text{HCl} + 6\text{H}^{\circ}\text{O}$		»	1,11
$\text{HCl} + 8\text{H}^{\circ}\text{O}$		»	1,10.

L'acido cloridrico liquido del commercio non è giammai puro, ma generalmente inquinato da variabili quantità di acido solforoso, di arsenico, di cloruro di ferro, di cloruro di stagno, e talvolta anche di cloro. Volendolo puro per le delicate indagini della chimica, o per la preparazione dei prodotti farmaceutici, si prepara svolgendolo da un miscuglio di cloruro di sodio e di acido solforico puri entrambi, ed operando in recipienti di vetro, sia a produrlo, sia ad ottenerlo in soluzione nell'acqua distillata, nel qual caso si impiega l'apparecchio rappresentato dalla (*Tav. IV, Fig. 17*).

Si riconosce l'acido cloridrico puro ai seguenti caratteri. 1° Non prova il più leggiero intorbidamento per addizione di cloruro o di azotato di bario. 2° Diluito cotesto acido con acqua distillata, deve prendere un colore roseo-violacco, e conservarlo per addizione di alcune gocce di soluzione di manganato o di ipermanganato di potassio. 3° Scaldato in saggio, a contatto con una piccola quantità di stagno puro, deve somministrare una soluzione perfettamente incolore. 4° Evaporato, l'acido, in cassuletta di platino, non deve lasciare residuo di sorta, il quale, per addizione di una goccia di acqua e di soluzione di prussiato giallo di potassio assuma una azzurra colorazione. Si avrà prova così che: 1° non contiene acido solforico; 2° non contiene acido solforoso; 3° non contiene arsenico

che, ridotto dall'idrogeno nascente gli comunicerebbe un nero colore; 4° non contiene ferro che formerebbe *bleu* di Prussia.

È l'acido cloridrico il tipo di una moltitudine di combinazioni minerali ed organiche, di che a suo tempo ci occuperemo. Così immaginando al cloro di lui sostituito il bromo, il jodo, il fluoro, si avranno gli acidi bromidrico, jodidrico e fluoridrico; immaginando sostituito al suo idrogeno questo o quello altro metallo, si avranno i cloruri.

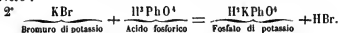
È l'acido cloridrico uno dei più importanti prodotti della chimica scientifica e industriale. Costituisce infatti non solamente uno dei più usati reagenti pel chimico, ma serve alla fabbricazione del cloro e dei cloruri decoloranti e disinfettanti, alla preparazione dell'*acqua regia* dissolvente dell'oro, ad estrarre dalle ossa animali la gelatina, alla produzione dello acido carbonico per le acque gazoze, ad ottenere i sali di stagno che sono usati dall'arte tintoria, a restaurare finalmente con poca spesa e fatica i vecchi monumenti dal tempo anneriti.

Come il cloro, anche il bromo si combina atomo ad atomo all'idrogeno, e dà un composto designato col nome di acido bromidrico, HBr, avente densità = 40,5, peso molecolare = 81.

Otteni questo idracido con parecchi procedimenti, fra cui ci contenteremo di accennarne tre soli, che sono dalle seguenti equazioni rappresentati:



ovvero:



Questo terzo procedimento, il quale consiste nel far passare in una soluzione di bromo nell'acqua un leggiero eccesso di acido sulfidrico che, dimesso lo solfo, ci dà due molecole di acido bromidrico, è quanto semplice, facile altrettanto. Basta per ciò il filtrare il liquido, terminata la operazione, per separarne lo solfo, e

scaldarlo leggermente per sbarazzarlo dell'idrogeno solforato eccedente.

Due sono egualmente i metodi che soccorrono alla preparazione dell'acido jodidrico, analogo nella formola, HI, al cloridrico ed al bromidrico, avente peso molecolare = 128, densità = 64.

Ed inverso chi scaldi coll'acido solforico del joduro di bario avrà :



Ovvero chi faccia passare una corrente di idrogeno solforato in acqua contenente del jodo avrà :



Un'ultima fra le combinazioni dei monatomici metallodi fra di loro è quella del fluoro coll'idrogeno, detta *acido fluoridrico*, rappresentata dalla formola H F I, su cui insistereino alquanto, per le belle ed importanti applicazioni che ha ricevute nella scienza e nell'arte.

Ottiensi l'acido fluoridrico precisamente come il cloridrico, e per mezzo della reazione dello acido solforico, e di un fluoruro metallico, che ordinariamente è quello di calcio.



Si mescola perciò il fluoruro di calcio, sottilmente polverizzato, coll'acido solforico, e si scalda il miscuglio, che deve avere la consistenza di una poltiglia in una storta di piombo o di platino munita di un tubo abduttore in forma di U, dello stesso metallo, circondato da un miscuglio frigorifero, in cui l'acido fluoridrico che si svolge si condensa molto concentrato, ovvero si raccoglie il gaz, che si svolge, in acqua contenuta in vasi di piombo, d'argento, di platino o di gutta-perca, con che si ottiene in soluzione aquea. Le Figure 8 e 9 della Tavola II, rappresentano l'apparecchio di piombo che serve alla preparazione dell'acido fluoridrico.

È l'acido fluoridrico uno dei più potenti veleni corrosivi.

Distrugge infatti con una inconcepibile rapidità i tessuti animali. Basta una piccola quantità di lui venuta a contatto colla pelle, per farvi nascere quasi istantaneamente dei dolori vivissimi, e produrvi

delle profonde ulcerazioni di lenta e difficile guarigione. È dunque con molta prudenza che si ha da procedere nella preparazione e negli usi di lui.

Tutti quasi i metalli, se si eccettuino il platino, il piombo e l'argento, sono attaccati dall'acido fluoridrico, sciolti con effervescenza dovuta allo svolgimento dell'idrogeno che il costituisce, ed al quale si sostituiscono trasformandosi in fluoruri.

La più singolare proprietà però dell'acido fluoridrico è la sua azione sull'acido silicico, e sui silicati, e per conseguenza sul vetro silicato doppio o triplo.

Egli decompone l'acido silicico, vuoi libero, vuoi combinato, associa l'ossigeno di lui al suo idrogeno per formarne dell'acqua, al fluoro il silicio che svolge si sotto forma di fluoruro di silicio.



Il fluoruro di silicio giunto a contatto dell'acqua se ne combina agli elementi e riproduce dell'acido silicico idrato e dell'acido idrofluosilicico.



Questa proprietà dell'acido fluoridrico scoperta, fino dal 1670, a Nuremberg, ne spiega l'uso che ne fanno i chimici nell'analisi dei silicati, e dà la ragione ad un tempo dello impiego di lui ad incidere sul vetro, ad esportarne una parte, lasciandone spolita la superficie od incisa.

Così chi prenda una lastra di vetro ben pulita e secca, poi la cuopra con una vernice di 4 parti cera gialla ed 1 di trementina, e con punta metallica o di legno vi disegni su, asportandone nei punti che desidera incisi la vernice, e la sponga quindi ai vapori dell'acido fluoridrico, o la ponga a contatto con un'acquea soluzione di lui, e finalmente, scaldatala di nuovo o lavatala colla benzina, la deterga dalla vernice, avrà stabile e duraturo il disegno sul vetro, spolito, dove gli venne a contatto l'acido fluoridrico gassoso, inciso, ma trasparente tuttavia, dove l'acquea soluzione di lui potè seco trascinare la silice.

CAPITOLO V.

METALLOIDI BIATOMICI O BIVALENTI.

Ossigeno — Solfo — Tellurio — Selenio — Scoperta dell'ossigeno — Abbondanza in natura — Sue proprietà — Lenta e rapida combinazione dell'ossigeno cogli altri corpi — Combustione nell'ordinaria accezione di questa parola — Applicazioni dell'ossigeno — Procedimenti per la preparazione dell'ossigeno — Nuovo procedimento clorometrico, fondato sul metodo Fleitmann, per la preparazione dell'ossigeno — Ossigeno allotropico, ossia ozono.

Una prima famiglia di metalloidi, quella dei monatomici, nella quale son compresi l'idrogeno, il cloro, il bromo, il jodo, il fluoro, ci è cognita già colle precipue combinazioni degli individui che la compongono fra di loro.

Procediamo adesso allo studio del secondo gruppo di questi semplici corpi, i quali si combinano due atomi di idrogeno, che possono tenere il luogo di questi, ovvero di due atomi dei corpi alogeni, come l'idrogeno monatomici anch'essi.

Son questi per conseguenza *biatomici*, *bivalenti*, e portano il nome di *ossigeno*, *solfo*, *selenio* e *tellurio*.

Noi li passeremo man mano a rassegna per occuparci poi, compiuto lo studio di loro liberi ed isolati, delle più importanti combinazioni che formano associandosi, vuoi coi metalloidi monatomici, vuoi fra di loro.

Priestley, chimico inglese, scoprì l'ossigeno il dì 1° agosto 1774, tre secoli dopo che Eck di Sulzbac aveva già accennato l'esistenza di questo corpo, lasciandolo innominato, o, per meglio dire, designandolo colla perifrasi di *spirito che svolge il cinabro artificiale* (l'ossido rosso di mercurio) *sottoposto alla distillazione*, e dopo che il Pavese Cardano, vissuto nel xvi secolo, aveva già parlato nella sua opera *De rerum varietate* di un gaz (fiato) che alimenta la fiamma, e che riaccende i corpi prossimi a spegnersi. Il Priestley ottenne l'ossigeno concentrando sull'ossido di mercurio, con una lente, i

raggi del sole. L'ossido decomposto dal calorico gli diede del mercurio che si condensò sulle pareti del tubo nel quale operava, ed un gaz che potè raccogliere in campane, e che alimentava assai meglio e più vivamente dell'aria atmosferica la combustione, che gli animali senza disagio inspiravano.

Egli chiamò l'ottenuto gaz *aria deflogisticata*.

Un anno dopo lo svedese Scheel scuopriva anch'egli il metalloide del quale ci stiamo occupando, mentre alla sua volta il Lavoisier, come il vedremo parlando dell'aria, giungeva a dimostrarne in questa la presenza, a separarlo da lei, a fissarlo sul mercurio, ed a riaverlo libero ed isolato. Ei fu che, studiatene primo le proprietà, lo insigniva del nome che tuttavolta conserva di *ossigeno*, che suona *generatore degli acidi*.

Il Lavoisier ed i suoi coetanei ritenevano infatti essere l'ossigeno indispensabile a costituire un corpo allo stato di acido.

Il Davy più tardi provò l'inesattezza di questo modo di vedere, dimostrando che l'acido cloridrico ed altri non contengono punto ossigeno, e che gli alcali, non altrimenti che gli acidi, sono prodotti di ossidazione.

È l'ossigeno uno degli elementi più diffusi ed abbondanti in natura, siccome quello che costituisce gli 8/9 in peso dell'acqua, l'1/5 in volume dell'aria, la metà approssimativamente della silice, della calce, della allumina, che son tanta parte della solida corteccia del nostro pianeta.

Tutti i minerali, se tolgansi il sal gemma, lo spato-fluoro, la blenda, le piriti, le galene, contano fra gli elementi loro l'ossigeno. Nel regno organico finalmente noi lo troviamo nei tessuti vegetali ed animali, e nei prodotti che vi son contenuti.

Impariamone le proprietà, e dedotte da queste le applicazioni che nella scienza, nelle arti e nelle industrie ha ricevute e può ricevere ancora, ci persuaderemo che non senza ragione in tanta copia fu destinato dalla natura ad essere, mescolato all'azoto, parte dell'aria atmosferica, e che importa grandemente la cognizione dei procedimenti, con cui può essere più o meno economicamente preparato, procedimenti che vedremo sperimentalmente attuati.

È l'ossigeno un corpo aeriforme, incolore, insipido, inodoro ed

incoercibile. Ha densità paragonata a quella dell'aria presa per unità = 1,1056. Un litro di lui pesa 1^{gr},4298. Il suo simbolo O ne rappresenta altresì l'equivalente 8, ovvero il peso atomico = 16, se abbia sovrapposti due puntini Õ che lo accennino bivalente. Minima è la solubilità dell'ossigeno nell'acqua, in ragione cioè del 4 0/0 se alla temperatura di 0°, di 2,99, a + 15°.

Potentissime, quantunque meno energiche di quelle dei corpi alogeni, sono le chimiche affinità dell'ossigeno, che si combina agli altri elementi tutti, il fluoro eccettuato.

Così avviene che anche alle ordinarie temperature il fosforo posto a contatto coll'ossigeno se lo combini, facendolo scomparire dalla campanella, in cui entrambi son contenuti. Così ancora il ferro umido, il piombo in sottil foglia, in grana, la segatura di legno si combinano questo corpo.

Avvi ancora di più gli stessi corpi, gli stessi metalli che secchi, ed alle ordinarie temperature, possono, se in masse compatte, rimanere indefinitamente inalterati a contatto dell'ossigeno privo di umidità, se lo combinano prontamente, fannosi talvolta, pel calorico svoltosi nell'atto della combinazione, incandescenti, e si infiammano, se molto sottilmente divisi, e tali che sotto un piccolo peso presentino, con una vasta superficie, numerosi punti di contatto all'ossigeno.

Lo provano il ferro (1) pulverulento lasciato cadere dal tubo che lo contiene nell'aria, od in cilindro pieno di ossigeno, lo prova la spontanea e non infrequente accensione dei cenci di cotone, di lana, oliati, grassi, accumulati in grandi quantità, la spontanea accensione dei carboni legghieri.

La combinazione dell'ossigeno cogli altri corpi capaci di formare seco lui dei composti che lo contengano se essi erano semplici prima, o di associarsene nuove quantità se già erano ossigenati, può essere lenta o rapida.

Nell'uno e nell'altro caso però per una stessa quantità di ossigeno e del corpo che vi si associa eguale è la quantità di calorico

(1) Questo ferro, detto per ciò *pyroforico*, si prepara decomponendo col calorico, ed in artefatta atmosfera di idrogeno, dell'ossalato di ferro.

che si svolge. Unica differenza nel tempo in cui lo svolgimento si compie.

Ossigeno e idrogeno che si combinino ad un tratto nella proporzione di 1 volume del primo e 2 del secondo, svolgono una quantità di calorico tale che se invada un filo di platino basta a fonderlo qual molle cera.

Osservisi invece ciò che avviene in una campanella in cui a contatto di due volumi di idrogeno ed uno di ossigeno che vi son contenuti, si fece passare una pallina impastata di argilla e di nero di platino che determina la lenta combinazione, e la trasformazione in acqua dei due gaz. Si produce quantità di calorico eguale a quella che produrrebbersi se, fatto attraversare il miscuglio da una scintilla elettrica, avvicinato a lui un corpo infiammato, avessimo dato luogo all'istantanea loro combinazione. Ma questo calorico si svolge poco a poco, ed in un tempo lunghissimo relativamente alla rapidità con cui la subitanea combinazione lo genera.

Non altrimenti, chi abbandoni un pezzo di ferro all'azione dell'aria umida lo vedrà, se dia tempo al tempo, trasformarsi in parte od intieramente in ruggine, in sesquiossido di ferro. Il metallo e l'ossigeno si sono combinati, gli atomi dell'uno han dato di cozzo in quelli dell'altro, onde lo sviluppo di calorico proporzionale alle quantità dei due corpi entrati in combinazione, ma lento così da passare inavvertito, come passò inavvertito il calorico che si svolse dal pezzo di fosforo che associossi, in una campanella, alle ordinarie temperature l'ossigeno.

Non così dove si portino il ferro arroventato prima, lo solfo, il fosforo, il magnesio, la naftalina già sufficientemente caldi in atmosfera di ossigeno. La combinazione di questi corpi in tal caso si fa con immensa rapidità e prontezza, ed il calorico che in tempo breve si svolge è tale e tanto che ei si fa luminoso.

A questo fenomeno che accompagna la combinazione dell'ossigeno coi corpi portati a bastevolmente elevate temperature, che il calorico svolto dalla combinazione stessa mantiene poi tali, si dà il nome di *combustione*, la quale per conseguenza può essere definita:

L'azione chimica accompagnata da tale elevazione di temperatura da produrre luce.

Indi è che il fenomeno della combustione non deriva esclusiva-

mente dalla combinazione dell'ossigeno agli altri corpi, ma si produce egualmente quando altri elementi associandosi fra di loro generano calorico luminoso; come ad es. l'antimonio e l'arsenico a contatto del cloro, questo a contatto del ferro arroventato, che brucia in lui non altrimenti che un fuscello di legno nell'ossigeno, e si trasforma in cloruro.

L'uso tuttavia ha serbato e serba il nome di *combustione* alla combinazione dello ossigeno cogli altri corpi, la quale dal punto di vista economico presenta una grande importanza, siccome quella che costituisce la precipua, se non la unica sorgente del calorico e della luce artefatti. Tutti i nostri ordinarii combustibili, il legno, il carbone, il sego, la cera, l'acido stearico, il gaz, non altrimenti sono fonte a noi di luce e calorico, se non portati prima ad elevata temperatura che loro consenta di combinare l'ossigeno al carbonio ed all'idrogeno onde son costituiti.

La lenta ossidazione invece di questi stessi elementi nell'interno organismo genera una eguale quantità di calorico, ma non più luminoso, perchè in un tempo assai più lungo, ed è la precipua origine del mite calore degli animali. Questi infatti introducono nei polmoni ad ogni inspirazione, coll'aria che respirano, una nuova quantità di ossigeno che viene portato in circolazione e comunica al sangue un colore rosso vivo. Questo ossigeno, assorbito, ossida i tessuti, ossida gli alimenti, e produce dell'acqua e dell'acido carbonico che vengono espirati, intanto che il sangue, privo dell'ossigeno libero, od a cagione della presenza dell'acido carbonico, perde il suo colore scarlatto e torna rosso cupo. Tra gli animali che inspirano l'ossigeno dell'aria e bruciano il carbonio e l'idrogeno dei tessuti, del sangue, degli alimenti, e la locomotiva col forno che aspira, acceso che egli è, l'aria a metri e metri cubi, perchè consumi in produzione di calorico e di forza il litantrace, unica differenza nel tempo impiegato a dare le stesse quantità di calorico.

Negli uni una lenta ossidazione si compie; negli altri, iniziata da una sufficientemente elevata temperatura, l'ossidazione in poco tempo si fa, accompagnata da calorico luminoso.

Delle grandi quantità di calorico svolgentisi in tempo minimo nell'atto della combinazione dell'ossigeno coll'idrogeno, ovvero coll'idrogeno ad un tempo e col carbonio costituenti il gaz illuminante,

sono applicazioni, che furono già accennate parlando della potenza calorifica del primo dei monatomici metalloidi, cioè dell'idrogeno, la fusione dei più refrattarii metalli, la saldatura autogena di questi e del piombo, le lampade, gli apparecchi diversi con cui si ottengono elevatissime temperature, alimentando la combustione del gaz con forti correnti d'aria, ovvero con questa compressa, che è quanto il dire, portando a contatto di lui quantità considerevoli di quell'ossigeno che si trova nella proporzione di $\frac{1}{5}$ nell'aria medesima.

La trasformazione del ferraccio in acciaio col procedimento Bessemer, è un'altra applicazione dell'ossigeno alla industria, la quale, iniettando quello dell'aria entro al ferraccio liquidificato, e bruciata così la maggior parte del carbonio in lui contenuto, lo riduce in acciaio, il che fa presentire la possibilità di ottenere più pronto questo risultamento quando, avuto un veramente economico procedimento per la preparazione dell'ossigeno, lo si potesse applicare, non più mescolato allo azoto, come nell'aria, ma libero e puro.

Del calorico svolto dalla combustione dell'idrogeno, degli idrocarburi, alimentata dal libero ossigeno, si valse il Gaudin a fondere la infusibile silice, ad ottenere artefatti i silicati costituenti le pietre preziose.

Con questo medesimo calorico l'inglese Drummond produsse la così detta luce *siderea*, rendendo intensamente luminoso un pezzo di creta collocato nella fiammella dello idrogeno, ed alimentando la costui combustione con la metà del suo volume di ossigeno; e non altrimenti che bruciando con ossigeno puro, o con aria della ordinaria più ossigenata, lo idrogeno, od il gaz illuminante, e collocando nella fiamma del miscuglio dell'ossido di magnesio convenientemente preparato, noi stessi otteniamo la splendida luce cui demmo il nome di ossi-idro magnesiacca, avente su quella del Drummond il vantaggio della poca volatilità della magnesia relativamente a quella della calce, e della quasi assoluta infusibilità di lei.

È bianca ed eminentemente fotogenica, vale a dire ricca di raggi chimici, e più della *siderea* povera di calorifici.

Nè qui si arrestano le applicazioni dell'ossigeno. Meno appariscenti, ma non meno utili sono le lente ossidazioni da questo prodotte. Così avviene che il tintore renda solubile negli alcali la materia dell'indaco, col toglierle una parte dell'ossigeno onde è costi-

tuita. Ciò però facendo, ei la rese ad un tempo incolora. La restituzione a lei dell'ossigeno con una esposizione al contatto dell'aria, la torna la colorita materia che naturalmente si mostra. Accade ciò che ad un'alcalina soluzione di indaco bianco, in cui si immerse scampoli di cotone, ottenuto incolore stemprandolo in una diluita soluzione di idrato di potassio, poi introducendovi dell'alluminio, dello zinco, i quali furono sorgente di idrogeno.

Estratto il cotone dal bagno, venuto appena a contatto dell'aria si colora in azzurro, come pure in azzurro colorasi la soluzione, se dal recipiente che la contiene versata in un altro, possa impadronirsi dell'ossigeno dell'aria ed associarselo.

Un analogo fenomeno di lenta combustione o per meglio dire di pronta ossidazione, ma non accompagnata da calorico luminoso, presenta il pirogallato, od il gallato di potassio, di sodio. Incolore egli, se fuori del contatto dell'ossigeno, lo assorbe rapidamente, se lo combina e prende un colore rosso prima, poi bruno cupo. Indi un mezzo in lui per riconoscere la presenza dell'ossigeno, per determinarne quantitativamente il volume, come lo vedremo, proposto dal Liebig per l'analisi dell'aria atmosferica, indi finalmente il perchè ei possa essere impiegato a svelare la presenza nel gaz illuminante dell'aria atmosferica, che ne scema il potere illuminante, e potrebbe anche, se in ragione di 5 volumi per 1 di gaz, dar luogo a pericolose esplosioni.

Noi imaginammo a questo fine l'apparatino rappresentato dalla Tavola IV, Figura 18.

Si fa gorgogliare per alcuni minuti il gaz nella soluzione di acido pirogallico della fiala C; poi quando si è certi che tutta l'aria atmosferica sia stata scacciata dall'apparecchio, vi si lascia cader entro dal tubo B un bastoncino d'idrato di potassio che si scioglie, si combina all'acido pirogallico, e lo converte in pirogallato potassico. Se la quantità di aria contenuta nel gaz sia minima, e tale da potersi trascurare, la soluzione non prende che un leggiero colore giallognolo, dove al contrario l'aria vi si trovi in maggior quantità, la soluzione intensamente si imbruna.

Altri fenomeni di ossidazioni, di lente combustioni prodotte dallo ossigeno si potrebbero accennare ancora, costituenti industriali operazioni alle quali ei serve di materia prima.

Ma siccome probabilmente ei vi concorre sotto uno stato allotropico, del quale ci occuperemo appositamente, così ci riserviamo a parlarne quando fra poco ci occuperemo dell'ozono, dopo avere imparati i procedimenti con cui si ottiene l'ossigeno ordinario.

Nei laboratori dei chimici si prepara l'ossigeno :

1. Col clorato di potassio. È questo un sale rappresentato dalla formola KClO_3 , che lo accenna derivante da una molecola di acido clorico HClO_3 , in cui ad un atomo di idrogeno se n'è sostituito uno di potassio. Sottoposto questo a bastevolmente elevata temperatura, si decompone negli elementi suoi, due dei quali, cloro e potassio, tornano ad associarsi fra di loro, e costituiscono del fisso cloruro di potassio, mentre il terzo, cioè l'ossigeno, si svolge $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2$.

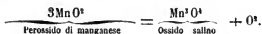
Questa preparazione si fa introducendo il clorato di potassio fuso, pulverulento e mescolato con $1/8$ del suo peso all'incirca di ossido di rame, o di perossido di manganese, in una stortina munita di tubo adduttore, che conduca il gaz in campanelle sul mercurio o sull'acqua, e scaldando con una lampada a spirito od a gaz (*Tav. IV, Fig. 14*).

L'addizione dell'ossido ramico o manganico, i quali non sembrano agire che di presenza, ha per iscopo di agevolare la decomposizione del clorato di potassio, senza che occorra per ciò innalzarne la temperatura fino al punto di sua fusione, durante la quale egli cresce in volume, e talvolta fino ad ostruire il collo della stortina, a fonderla inferiormente e bucarla. Volendo preparare l'ossigeno col clorato di potassio in alquanto considerevoli quantità, alla stortina di vetro si sostituiscono quelle di ferraccio in due pezzi (*Tav. IV, Fig. 16*), il superiore A dei quali si incastra nello inferiore B. Si riempie l'intervallo di gesso vivo in semiliquida poltiglia, si lascia seccare, e si applica la sorgente calorifica di una buona lampada a gaz al solo fondo del recipiente. Teoricamente parlando, se il clorato di potassio fosse chimicamente puro, e tutto ei desse l'ossigeno che il costituisce, 1 Kil., di lui darebbe 390 gr. di ossigeno che diviso per 1,4298 peso di 1 litro risulterebbe $= 273$ litri.

Il clorato di potassio si paga, dal più al meno, oggi in commercio L. 4,50 il Kil.

Ne risulterebbe quindi, calcolo fatto, che 1 m. c. di ossigeno preparato con questo procedimento, anche trascurata la spesa del combustibile e della mano d'opera, verrebbe a costare non meno di L. 16.

Un secondo procedimento per la preparazione dell'ossigeno consiste nel portare alla temperatura del color rosso vivo, in storta o cilindro di grès, del perossido di manganese. Darà questo sotto l'influenza del calorico l'1/3 dell'ossigeno che il costituisce, riducendosi ad ossido di manganese salino:



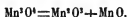
Istituendo il calcolo, un commerciale manganese al titolo di 75 per 0/0, contenente cioè il 75 0/0 di puro perossido di manganese, darebbe per ogni 1 Kil. 90 gr. di ossigeno, cioè litri $= \frac{90}{1,4298} = 62$ litri di ossigeno.

A produrre pertanto 1 m. c. cioè 1000 litri di ossigeno, si richiederebbero 16 Kil. di manganese, il quale al prezzo di L. 0,20 il Kil. darebbe soltanto per la materia prima la spesa di L. 3,20. A questa bisognerebbe aggiungere il costo del combustibile non poco, che a produrre e mantenere, durante la operazione, la elevata temperatura è necessario, il costo dei recipienti dei quali non infrequente è la rottura, della mano d'opera, e non sarà meraviglia se l'ossigeno con questo secondo procedimento ottenuto raggiungerà per lo meno il prezzo di L. 7 il metro cubo, anche supposto che un buono e commerciale manganese non costi più di L. 20 il quintale a vece di 50, prezzo al quale si vende a piccole partite.

Fino dal 1865, preoccupandoci della economica fabbricazione dell'ossigeno, abbiamo trovato potersi questo ottenere dal perossido di manganese, a temperatura che permette di valersi di recipienti di ferraccio o di ferro, epperò con grande risparmio di combustibile.

Basta per ciò il mescolare il pulverulento manganese a fina sabbia silicea, all'acido silicico in una parola, il quale agisce di presenza, ed agevola la decomposizione del perossido, la sua riduzione ad

ossido salino che può ritenersi un composto di una molecola di protossido e di una di sesquiossido :



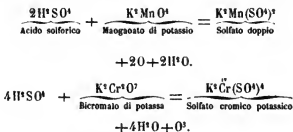
Ottiensi pure l'ossigeno dal perossido di manganese, ed in maggior quantità ancora, cioè in ragione della metà di quello che il costituisce, mescolandolo con una quantità di acido solforico monidrato, tale da formare una semiliquida poltiglia, e scaldando. Avviene la seguente reazione :



In questo procedimento poca, è vero, è la spesa del combustibile, ma si ha per contro quella dell'acido solforico monidrato, da impiegarsi, se non in doppia quantità di quella portata dalla teoria, almeno in ragione del 150 0/0 del manganese.

La spesa perciò di un metro cubo di ossigeno con questo procedimento ottenuto risulterebbe, tutto compreso, non minore di L. 4,50.

Sono appena da accennarsi, più come scientifici che come industriali, i procedimenti con cui si ottiene l'ossigeno col manganato di potassio o di sodio, col bicromato dell'uno o dell'altro e l'acido solforico, procedimenti dalle seguenti equazioni rappresentati :

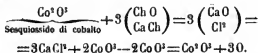


Tre altri procedimenti ancora servono alla preparazione dell'ossigeno, e sono questi dovuti, l'uno al Fleitmann, l'altro allo illustre Bousingault, l'ultimo finalmente al signor Tessier du Mouthay.

Il metodo Fleitmann, uno dei più pronti e più facili, consiste nell'aggiungere al cloruro di calce stemprato, disciolto nell'acqua,

una piccola quantità di ossido di cobalto o libero, od allo stato di sale, di cloruro, di solfato.

Portato il miscuglio alla temperatura di 50° a 70°, ha luogo la reazione :



Il cloruro di calce è un composto, secondo i moderni chimici, di un ipotetico radicale composto cui danno il nome di *calcile* $\begin{array}{c} \text{Ca O} \\ \text{Cl}^2 \end{array}$; radicale biatomico, associato a due atomi per conseguenza di cloro $\begin{array}{c} \text{Ca O} \\ \text{Cl}^2 \end{array}$.

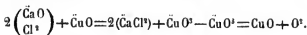
Sotto l'influenza di una mite temperatura, una molecola di sesquiossido di cobalto toglie a tre molecole di calcile l'ossigeno, e forma due molecole di acido cobaltico 2Co O^2 , mentre il calcio e il cloro si combinano alla volta loro e costituiscono tre molecole di cloruro di calcio 3Ca Cl^2 .

L'acido cobaltico però è instabilissimo ed incapace di sussistere libero. Avviene pertanto che formatosi appena, si decompone, dimette la metà dell'ossigeno che il costituisce, e torna il sesquiossido di cobalto di prima $2\text{Co O}^2 = \text{Co}^2\text{O}^3 + 3\text{O}$.

All'ossido di cobalto noi pensammo di sostituire con economia il ramico ed i sali suoi, ed ebbimo un eguale risultato.

Formossi dell'acido ramico, come il cobaltico instabile anch'esso, che ci diede l'ossigeno del cloruro di calce.

Abbiamo infatti :



Lo stesso avviene coll'ossido e coi sali di nichelio, insomma con tutti gli ossidi, i quali associandosi nuovo ossigeno possono formare non solamente un acido, ma un acido, come il cobaltico, il nichelico ed il ramico, instabile.

Il Misterlich afferma il perossido di manganese, il ferrico ed il mercurico decompone anch'essi il cloruro di calce. Venerando pur sempre l'illustre chimico, abbiamo sperimentato, e trovammo che

questi ossidi non danno, a contatto del cloruro di calce, punto od appena sensibili quantità di ossigeno.

Il metodo Fleitmann è, di tutti gli esposti finora, il più facile ed il più semplice ad un tempo.

Su questo abbiamo fondato il nuovo procedimento clorometrico che segue.

Determinano gli industriali, che se ne servono per l'imbianchimento delle fibre tessili, e per talune altre bisogne ancora, il valore del cloruro di calce, riconoscendo sperimentalmente la quantità in volume di cloro che ogni 1 Kil. di lui può somministrare.

Ora se si guarda un momento alla formola che il rappresenta CaO
 Cl_2 , si vede che egli per ogni atomo, ossia un volume di ossigeno, ne contiene 2 di cloro. Indi la logica deduzione che chi giunga a misurare l'ossigeno in volume, che una data quantità, 1 gr. ad es., del commerciale cloruro può dargli, e moltiplichi l'ottenuto numero per 2, saprà la quantità in volume di cloro che lo analizzato prodotto contiene.

Coll'apparecchio che serve a questo nuovo metodo di clorometria, rappresentato dalla Tavola VI, Figura 26, si opera come segue:

Si pesano 3 gr. di cloruro di calce, si stemprano in 50 gr. all'incirca di acqua distillata, e si versano nel palloncino A, aggiungendo loro 4 o 5 gocce di solfato ramico in sufficientemente concentrata soluzione. Gli si annette il tubo adduttore, si pone in comunicazione col rimanente dello apparecchio, cioè col saggiouolo B che sta immerso in fredda acqua, ed in cui per conseguenza si condensano i vapori che si possono svolgere, e per mezzo di lui colla campana C del gazometrico graduato, in cui non si hanno che 10 c. c. di aria che già vi è contenuta. Si scalda il palloncino, e ciò fino a che il volume del gaz che si svolge, e che va a raccorsi nella campana graduata rimanga stazionario. Si legge allora, ricondotta l'acqua ad egual livello internamente ed esternamente, il numero di c. c. di gaz che la campana contiene in più di quelli che già racchiudeva, si moltiplica per 2, e si divide il prodotto per 3; il quoziente rappresenta il numero di litri di cloro che 1 Kil. dell'analizzato cloruro può dare (1).

(1) Non occorre soggiungere, che prima di leggere il numero di centimetri cubi

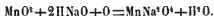
Il costo dell'ossigeno preparato col cloruro di calce dipende dal prezzo e dal titolo di questo, la spesa pel combustibile e pel sale ramico essendo pochissima.

Così, supposto un cloruro di calce al titolo di 100, il quale somministrerà per conseguenza 50 litri di ossigeno per ogni 1 Kil., e ritenuto che il quintale di tal cloruro si paghi 33 lire, avremo l'ossigeno a poco più di 6 lire il metro cubo.

Il procedimento del signor Tessier consiste:

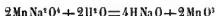
1° Nel trasformare il perossido di manganese in manganato, portandolo coll'idrato di sodio alla temperatura del calor rosso vivo, intanto che si fa passar sopra al fuso iniscuglio una corrente di aria.

Si ha per conseguenza:



2° Nel far passare sul prodottosi manganato sodico una corrente di vapore acqueo sopra riscaldato.

Questo sembra la faccia da acido e ricostituisca il sodio allo stato di idrato, lasciando l'acido manganico libero, il quale si decompone in ossigeno che passa, coll'eccedente vapore acqueo, a raccogliersi nei recipienti destinati a riceverlo ed a serbarlo, ed in sesquiossido di manganese che resta,



Il sesquiossido di manganese ripristina, auspicie l'aria, il manganato e così di seguito.

Il signor Tessier e soci promettono l'ossigeno a L. 4,50 il metro cubo.

Il celebre Bousingault finalmente, fino dal 1852, scoprì che se faciasi passare sull'ossido di Bario BaO , portato alla temperatura del calor rosso oscuro in tubo di porcellana, una corrente di aria, egli si combina un altro atomo di ossigeno, e si trasforma in BaO^2 , che,

di gaz che si hanno nella campanella, occorre dar tempo allo apparecchio di tornare alla temperatura iniziale.

in altre parole, la barita si impadronisce dello ossigeno dell'aria, e lo separa dall'azoto fissandolo sopra di sè, per dimetterlo intieramente, e tornare il protossido di bario di prima, quando lo si porti alla temperatura del calor rosso vivo.

Indi un ultimo procedimento per la preparazione dell'ossigeno, ed impiegata a ciò quale materia prima l'inesauribile e gratuita aria, epperò ridotta la spesa al combustibile, mano d'opera, e consumo di recipienti.

Il metodo del Bousingault nulla per conseguenza a primo tratto lascia a desiderare, e chiunque gli concederebbe sovra gli altri tutti la palma. Nella pratica però due gravi difficoltà si paravano ancora ed erano:

1° La facile rottura dei recipienti di porcellana in cui era necessità si operasse, l'ossigeno infatti alla elevatissima temperatura alla quale si svolge combinandosi al ferro dei recipienti, se questi si adoperino di questo metallo. La rottura dei cilindri di porcellana è prodotta sia dalle alternative di temperatura, sia dalla barita che forma con quello della porcellana un fusibile silicato.

2° La barita inoltre, massimamente se allo stato di biossido, si fonde, si vetrifica (*se fritte*, come dicono i francesi), e dopo dieci o dodici operazioni diventa impermeabile, ed incapace di combinarsi l'ossigeno dell'aria per ridonarlo se più fortemente scaldato.

Il signor Gondolo, già distinto alunno del Bousingault a Parigi, e chi scrive, contemporaneamente, in Italia, hanno superate le due difficoltà.

Operano nel ferro, e conservano indefinitamente alla barita la sua permeabilità. Essi hanno accomunato gli studi, e la speranza che il procedimento del Bousingault trasportato dal campo della scienza in quello dell'industria non manchi di portare i suoi frutti. Quello che si vede è la microscopica copia dell'apparecchio in grande per la preparazione dell'ossigeno colla barita (*Tav. V, Fig. 20*). Passa l'aria atmosferica, procedente dal cilindro P in cui la si comprasse, e dopo avere attraversate le fiale di Woulf FF', a spogliarsi, in soluzione di idrato di sodio, e nell'acido solforico, dell'acido carbonico e della umidità, sulla barita contenuta nel tubo di ferro T, vi lascia l'ossigeno, e ridotta al solo azoto più non alimenta la combustione. Scaldisi al rosso il biossido

di bario che si è formato, e questo ci darà la metà dell'ossigeno che il costituisce, tornando protossido.

Delle proprietà dell'ossigeno si è detto a suo tempo ampiamente, poi esposti i procedimenti coi quali ordinariamente preparasi. Queste proprietà possono venire esaltate, altre a loro se ne possono aggiungere importantissime; può in una parola l'ossigeno mostrarsi corpo per così dire diverso da quello che egli era. Basta per ciò che lo attraversino ripetute scariche elettriche, o che venga con peculiari metodi preparato.

Convinciamocene sperimentalmente.

In campanelle contenenti l'ossigeno preparato col clorato di potassio, col manganese, col cloruro di calce a temperatura all'ordinaria alquanto superiore, facciamo passare un miscuglio di soluzione di joduro di potassio e di acqua contenente dell'amido; introduciamovi carta imbevuta di alcoolica soluzione di resina di guajaco, dal colore di foglia morta.

L'ossigeno non esercita su questi corpi azione di sorta.

Non così dove nello stesso ossigeno contenuto in altro tubo sul mercurio, e che sovrasta alla soluzione d'amido e di joduro di potassio anch'essa, passi una serie di scintille elettriche.

Gli atomi dell'ossigeno si mettono in movimento, poi si dispongono probabilmente gli uni rispetto agli altri in modo diverso da quello di prima, e non più due a due come quando avevano a costituire la molecola dell'ossigeno ordinario, $O-O$, ma tre a tre,

$\begin{array}{c} O \\ \diagup \quad \diagdown \\ O-O \end{array}$, acquistando le proprietà delle quali erano sprovveduti pur dianzi di decomporre il joduro di potassio, per combinarsi al metallo, di mettere il jodo in libertà, che si combina alla sua volta coll'amido, e forma l'azzurro joduro d'amido.

Versiamo finalmente su biossido di bario, contenuto in recipiente immerso in miscuglio frigorifero, dell'acido solforico, e l'ossigeno che si svolge ci volge all'azzurro la carta di resina di guajaco.

L'ossigeno così modificato, oggetto ai lunghi studi dello svizzero Schœnbein, rapito da poco tempo alla scienza, di Becquerel, Fremy, Marignac ed Andrew chiamasi *ozono*, siccome quello che distinguesi per un peculiare odore analogo a quello dell'aria percossa dal fulmine, attraversata da potenti scintille elettriche.

Dicesi altresì *allotropico*. E qui ci cade acconcio di accennare ciò che abbiassi ad intendere per *allotropia*.

Si dà questo nome al fenomeno che taluni corpi presentano di potere, ordinando forse diversamente gli atomi loro, manifestare proprietà fisiche e chimiche diverse da quelle che ordinariamente li distinguono, cosicchè eglino ed il corpo da cui sono costituiti appaiono fra loro stranieri.

E straniero appunto suona la voce greca *allotropos*.

L'ossigeno elettrizzato, od anche allò stato nascente, ci offre un primo e non unico esempio di allotropia. Ed invero ecco il quadro delle proprietà per cui va distinto cotesto ossigeno allotropico di contro a quelle dell'ordinario :

- | | | |
|---|---|--|
| A | { | Ossigeno ordinario libero alla temperatura di 15°. |
| | | Gaz incolore, insipido, inodoro. |
| B | { | Ossigeno allotropico alla temperatura di 15°. |
| | | Gaz incolore, molto odoroso, avente il sapore del gambero cotto. |

A Senza azione sulla tintura di tornasole.

B Decolora rapidamente la tintura azzurra di tornasole.

A Senza azione sull'ammoniaca.

B Brucia spontaneamente l'ammoniaca e la trasforma in azotato.

A Senza azione sull'idrogeno solforato.

B Brucia istantaneamente l'idrogeno solforato con svolgimento di luce.

A Non decompone il joduro di potassio.

B Agisce rapidamente sul joduro di potassio, e ne mette il jodo in libertà.

A È un debole ossidante alla temperatura di 15°.

B È un potente agente di ossidazione.

A Stabile a tutte le temperature.

B Alla temperatura di 75° torna ossigeno ordinario.

Trovasi l'ossigeno allotropico, come fino dal 1840 se ne assicurava il Schœnbein, nell'aria atmosferica, e segnatamente in quella delle foreste e della campagna, mentre scompare o si rinviene in piccole proporzioni in quella delle grandi città, nelle case, e dovunque si agglomerano uomini od animali.

La sua energica azione ossidante e la decolorazione delle materie organiche, tanto rapidamente da lui prodotta, ci spiegano il perchè egli colla sua presenza nell'aria concorra allo imbianchimento delle tele, delle cere; come abbia ad attribuirsi probabilmente all'ossigeno nascente od allotropico dell'acqua decomposta dal cloro libero o derivante dagli ipocloriti lo stesso e più rapido effetto, e sia a lui dovuta la formazione dei nitrati per la combustione dell'ammoniaca che l'atmosfera contiene.

Indi ancora l'opinione dei molti, che possa l'ozono bruciare e distruggere i miasmi produttori delle epidemie, le quali ogni qual volta egli manchi o trovisi insufficiente al bisogno si svolgono.

La quale opinione parrebbe appoggiata dalla osservazione che i morbi epidemici si videro talvolta rimettere dalla ferocia loro, e perfino completamente cessare dopo che, scatenatisi furiosi temporali, l'aria è stata solcata da ripetute scariche elettriche, che fecero passare una parte dell'ossigeno di lei allo stato allotropico.

È da avvertirsi però, che le osservazioni ozonoscopiche fatte in questi ultimi anni a Parigi sembrano dimostrare niuna essere la relazione fra la minima quantità di ozono nell'aria, e lo sviluppo delle malattie epidemiche, e del colera segnatamente (Vedi *Causeries scientifiques* par M^r HENRY DE PARVILLE).

Secondo i chimici che maggiormente si sono occupati di questa importante modificazione dell'ordinario ossigeno, l'ozono si produrrebbe:

- 1° Per l'elettrizzazione dell'ossigeno che abbandona l'acqua in cui si sciolse;
- 2° Per l'elettrizzazione di quello secreto dalle piante;
- 3° Per l'elettrizzazione del procedente dalle azioni chimiche;
- 4° Finalmente per le azioni elettriche che han luogo nell'aria.

CAPITOLO VI.

Solfo — Suo stato in natura — Proprietà fisiche e chimiche —
Separazione dai materiali che lo contengono.

Collocato nello stesso gruppo al quale appartiene il già studiato ossigeno, cioè fra i biatomici metalloidi, per la sua abbondanza in natura, per le applicazioni che dalla più remota antichità ha ricevuto nella medicina e nelle industrie, e che si sono andate più e più sempre ampliando, merita di fissare in particolar modo la nostra attenzione un altro corpo che funziona chimicamente allo stesso modo dell'ossigeno, e ne è lo equivalente atomico.

È questo lo solfo rappresentato dal simbolo S. Il suo peso atomico $\equiv 32$, cioè la densità del suo vapore alla temperatura di 500° , ritenuta quella dell'idrogeno $\equiv 1$.

Trovasi lo solfo naturalmente sia libero, sia agli altri corpi associato.

Ed invero lo si incontra nel regno minerale nativo, isolato, puro e regolarmente cristallizzato, ma più frequentemente amorfo, e mescolato a materie terrose costituenti degli strati che superano talvolta l'altezza di 10^m e pigliano il nome di *solfatare*. Tale quello che in tanto considerevoli quantità fa parte dei terreni adiacenti agli ignivomi od ai già spenti vulcani, all'Etna, al Vesuvio, a Pozzuoli presso Napoli, nelle Romagne, in Islanda, a Giava, alla Guadalupa.

Una moltitudine inoltre di naturali composti noverano lo solfo fra i principi lor costituenti. Sono esempio di questi i metallici solfuri, fra cui abbondantissimi quelli di ferro, di rame, di piombo (detti dai mineralogi *piriti*, *calcopiriti*, *galene*), i solfati.

Molte acque lo contengono pure allo stato di acido solfidrico, cioè di combinazione collo idrogeno.

Gli organismi stessi vegetali ed animali contengono finalmente lo solfo. Così l'analisi ne rivelò la presenza in non poche piante, e nei fiori stessi che più hanno delicato e soave il profumo, in

quelli del sambuco, del tiglio, dell'arancio, nelle uova, nelle fibre muscolari, nella materia cerebrale, nella lana, nei peli, nei capelli.

Il Girardin ha calcolato lo zolfo che è parte dell'organismo di un adulto e lo trovò = 110 gr.

Cognito alla più remota antichità, solo sul cadere del passato secolo fu lo zolfo riconosciuto per corpo semplice.

Lo caratterizzano, se puro, le seguenti proprietà:

Assume cristallizzando la forma di ottaedri dritti a base rombica, diafani, di un color giallo verdognolo, ovvero si presenta amorfo, ma capace di prendere la forma cristallina pur dianzi accennata se depongasi da una sua soluzione nel solfuro di carbonio.

È insipido, inodoro, a meno che si sviluppi in lui colla confricazione la negativa elettricità che, pessimo conduttore, ritiene, dandone segni coll'attrarre e respingere i corpi leggeri. È pure un cattivo conduttore del calorico, onde il rompersi crepitando di un bastone di lui che si stringa nella mano, o che si immerga nell'acqua calda.

Le particelle della circonferenza prime a contatto colla sorgente calorifica male conduttrici del calorico lo ritengono per sé, e lo impiegano a dilatarsi ed a staccarsi dalle altre, con cui d'altronde stanno assai debolmente aggregate.

La densità dello zolfo puro e cristallizzato è = 2,05.

Sottoposto all'azione del calorico, si fonde a 114°,5, e dà ai 120° un liquido giallo chiaro, meno denso dello zolfo solido.

Lasciato freddar lentamente, si solidifica ai 111,5. Se allora si rompa la crosta che cuopre la superficie formatasi appena, e si decanti la parte che rimane liquida tuttavia, si troverà sulle interne pareti del vaso lo zolfo cristallizzato in lunghi, flessili e trasparenti aghi che hanno la forma di prismi obliqui a base rombica, forma diversa affatto da quella assunta dallo zolfo nativo o dal residuo di una soluzione nel solfuro di carbonio spontaneamente e lentamente evaporatasi.

Non così dove proseguasi a scaldare lo zolfo, e si porti dai 114° ai 220°, ai 250°.

Diventa in questo caso rosso bruno, e si addensa per modo che si può capovolgere il recipiente che lo contiene senza che egli ne sorta. Versato, quando egli raggiunge la temperatura dei 220°

nell'acqua, si conserva molle, perfettamente elastico e destituito di qualsivoglia forma, cioè amorfo. Questa modificazione, cui si dà il nome di *molle*, scompare però dopo alcuni giorni, e lo solfo tornato duro ripiglia le primitive sue proprietà, ma si distingue dall'ordinario per ciò che trattato col solfuro di carbonio vi rimane in parte insolubile, a meno che si scaldi prima alla temperatura di 100°. Indi un'altra suddivisione dello solfo molle in *solubile* nel solfuro di carbonio, ed *insolubile*.

Se finalmente si porti lo solfo alla temperatura di 440°, egli entrerà in ebullizione, e si convertirà in rossi vapori che si condensano sui corpi più freddi sotto forma di una fina polvere che prende il nome di *fiori di solfo*. Osservata questa al microscopio, presenta dei globuli ossia degli utricoli contenenti dello solfo liquido che, rotto appena lo esterno involucro, da amorfo che era divenne cristallizzato.

Riepilogando, si presenta lo solfo non solamente sotto due forme cristalline, cioè dello ottaedro a base rombica, e di prisma obliquo, sìvero ancora solido e molle, solubile ed insolubile nel solfuro di carbonio, e finalmente in globetti od utricoli, epperò ci offre per lo meno quattro modificazioni nelle sue fisiche proprietà.

Questo fenomeno comune a non pochi altri corpi, dovuto probabilmente ad un diverso ordinamento delle molecole, chiamasi *dimorfismo*, *polimorfismo* dalle greche voci di *poli* e *morphos*, due o più forme, e *dimorfi* o *polimorfi* per conseguenza si chiamano i corpi che come lo solfo ne offrono l'esempio.

È lo solfo insolubile nell'acqua, pochissimo solubile nell'alcool, alquanto più nell'etere e nella benzina. Il suo miglior dissolvente è uno dei composti suoi, cioè il solfuro di carbonio CS².

Quanto importanti, spiccate altrettanto sono le chimiche proprietà dello solfo.

Egli infatti portato a bastevolmente elevata temperatura si combina avidamente allo ossigeno puro, a quello dell'aria atmosferica, brucia con fiamma azzurrigna, e si converte in un gaz incolore, ma dal pungente ed irritantissimo odore, dal sapore acidissimo, che chiamasi *acido solforoso*.

Si combina lo solfo direttamente al cloro, al bromo, al jodo, al fosforo, all'arsenico, al carbonio, e con la maggior parte dei me-

talli, taluni dei quali, il ferro ed il rame, ad esempio, bruciano nel suo vapore quasi come nell'ossigeno, e si convertono in solfuri.

Si estrae lo solfo dalle terre che naturalmente il contengono, applicando una delle sue fisiche proprietà; il suo punto di fusione cioè alla temperatura di 113° ovvero di volatilizzazione a 440° .

Così trattandosi di un materiale ricco assai di nativo solfo, si fa questo contemporaneamente servire di combustibile e di materia prima ad un tempo. Tale è il sistema di estrazione che si usa in Sicilia. Si introducono ivi i ricchi materiali solfurei in forni cilindrici analoghi a quelli in cui si fabbricava già e si fabbrica in molti luoghi ancora la calce, aventi un fondo concavo e pareti costrutte in pietre calcari compatte.

Si forma coi più voluminosi pezzi una volta, e si piglian su questa i materiali man mano più minuti che vengono accesi in alto. Dopo alcune ore di fuoco si stura il forno alla base, e si riceve lo solfo fuso in recipienti di legno dove si solidifica. Cotesti forni allineati a gruppi di 10, di 20 nelle località le meglio difese dai venti portano il nome di *calcaroni*.

Altrove, come a Pozzuoli presso Napoli, si separa lo solfo dai meno ricchi materiali colla distillazione, vale a dire portandoli alla temperatura di 440° .

Lo solfo si converte in vapori che poi si condensano e si liquidificano in appositi recipienti per uscirne a solidificarsi in secchielli pieni di acqua.

Si dispongono perciò in molto lungo fornello chiamato *galera* (*Tav. V, Fig. 22*), in due linee separate dal fuoco, dei vasi cilindrici od orciuoli della capacità di 25 litri ciascuno, comunicanti per mezzo di un tubo con altrettanti vasi della stessa forma approssimativamente, ma aperti in basso, e locati al di fuori del forno.

Le terre, le sabbie solfuree introdotte negli interni vasi concepiscono tosto una elevata temperatura, lo solfo passa allo stato di vapore, e si separa per tal modo dalle matrici stranie.

Un ultimo procedimento per la estrazione dello solfo è stato recentemente proposto dal signor Thomas, e fu oggetto di esperimenti che, felicemente riusciti, hanno, si dice, determinata in più luoghi la sua adozione.

Consiste questo nello introdurre un cilindro, in tutta la sua lar-

ghezza bucherellato e pieno di materiale solfureo, in altro più capace che ermeticamente vien chiuso, ed in cui si fa giungere, sotto la pressione di parecchie atmosfere, del vapore acqueo, il quale dà il calore necessario alla fusione dello solfo che passa a solidificarsi nel massimo cilindro, lasciando nell'altro, spoglia di materia utile, la non fusibile matrice, la terra, la sabbia, la pietra calcare.

Lo solfo tuttavia coi descritti procedimenti ottenuto è lungi ancora dalla purezza. Indi la necessità di affinarlo.

Questo affinamento nel seguente modo si ottiene:

Si hanno due cilindri di ferro fuso (*Tav. VII, Fig. 30*) di 1m1/2 di lunghezza, del diametro di 0m,50, muniti entrambi all'un capo di un otturatore mobile O, e terminati all'altro da un secondo cilindro C' solidamente annesso, di egual diametro e di eguale lunghezza, ma piegato due volte in modo che rappresenti la figura del collo di un cigno intieramente incastrato in un solido muro di mattoni, e sboccante in una ampia camera A.

Alimentato da lignite, da legna, da torba, corrisponde ad ogni cilindro un focolare F così costruito che, prima di passare nella caminiera, i prodotti della combustione circolino intorno a caldaie S, in cui lo solfo greggio comincia a fondersi ed in parte si appura.

Queste caldaie, per mezzo di un tubo a chiave, comunicano coi cilindri che sopra il focolare riposano, e che alla volta loro, come già si disse, mettono capo in una camera a volta in mattoni.

Una valvola V che permette di dare sfogo all'aria dilatata dal calorico, una porta per cui, terminata la operazione, vi si possa introdurre un bracciante, e finalmente una piccola apertura U al basso chiusa da una lastra di ferro con un foro nel centro otturato egli stesso da un tappo conico che agevolmente si innesta e si toglie onde lasciarne fluire lo solfo liquidificato, completano la camera.

Si introducono nelle superiori caldaie da 750 ad 800 Kil. di solfo brutto, ed in ogni cilindro 300. Si accende il fuoco sotto uno di essi, e quattro ore dopo sotto l'altro.

Gli utilizzati prodotti della combustione scaldano la caldaia, fondono lo solfo che vi si trova, e che per conseguenza si spoglia

della terra, della sabbia che in virtù della maggiore loro densità vanno al fondo.

Dopo otto ore di fuoco tutto lo solfo che nel primo cilindro era stato introdotto è intieramente esaurito e volatilizzato. Allora si apre la chiave di comunicazione di questo colla caldaia, e vi si lascia discendere nuovo solfo per modo che, ripetendo tante volte quante bastino la operazione, si hanno 1800 Kil. di solfo distillato ed affinato nelle 24 ore.

I vapori dai cilindri arrivano nella camera sotto forma di fiocchi, e ne tappezzano le pareti. Essi però nel ripassare che fanno dallo stato aeriforme al solido non possono a meno di abbandonare la quantità di calorico attinta al focolare, e che al cambiamento di stato aveva date le origini.

Avverrà pertanto che la distillazione non venendo interrotta, le pareti della camera finiscano per acquistare la temperatura di 114°, alla quale i fiori di solfo depositi prima, nuovamente liquidificati scendono a raccorsi sul pavimento alquanto inclinato.

Quando essi hanno raggiunta l'altezza di 0^m,12 a 0^m,18, si stura la piccola apertura e si informa lo solfo in bastoni.

Ad ottenerlo in fiori non si ha pertanto che ad evitare che la camera concepisca temperatura molto superiore all'ordinaria, il che facilmente si ottiene col dare alla camera maggiore ampiezza, col farvi giungere meno rapidamente i vapori, e coll'eseguire non più di due operazioni nelle 24 ore.

È da soggiungersi essersi ricavato e ricavarli ancora lo solfo, oltre che dalle terre che del nativo sono imbevute, dalle piriti o solfuri di ferro scaldate in cilindri chiusi, ovvero in forni analoghi ai calcaroni, ma muniti superiormente di un capello in muratura comunicante con una camera di condensamento. Le piriti daranno 1/3 dello solfo che le costituiva.



Chi voglia assicurarsi della purezza dello solfo da impiegarsi sia alla confezione delle polveri da guerra, sia alla insolfurazione delle viti ed altri usi diversi, proceda nel modo seguente :

Mantenga per 1/2 ora lo solfo a temperatura di 100° in bagno ad

olio, in piccola stoffa, poi tratti col solfuro di carbonio. Lo solfo puro non lascerà residuo insolubile, l'impuro sì.

Accompagna non di rado lo solfo un altro metalloide biatomico anch'esso.

È questo il selenio, che i chimici rappresentano col simbolo Se , ed a cui trovarono peso atomico $= 79,50$.

Analogo assolutamente allo solfo, egli può sostituirlo in tutte le sue combinazioni, e come lui si combina direttamente al cloro, al bromo, al jodo, ed a tutti i metalli, ma ne differisce ricusando di combinarsi come lo solfo direttamente all'idrogeno.

Tre sono le modificazioni del selenio, lo stato cristallino, il vitreo e l'amorfo. Egli ha color bruno cupo, riflesso metallico, e densità $= 4,28$.

Scaldato a contatto dell'aria brucia, come lo solfo, con fiamma azzurrigna, e trasformasi in anidride seleniosa SeO_2 corrispondente alla solforosa SO_2 .

Ciò che abbiamo detto del seleuio si applica egualmente al tellurio $\text{Te} = 129$, quarto fra i biatomici metalloidi che si incontra in natura in combinazione coll'oro, coll'argento, col bismuto e col piombo.

Basti però il breve cenno che dei due ultimi metalloidi si fece. Essi non ebbero finora applicazioni pratiche di sorta, epperò sarà tempo meglio impiegato quello che consacreremo, invece che a parlare di loro, alle importanti combinazioni dell'ossigeno e dello solfo cogli altri metalloidi.

CAPITOLO VII.

Combinazioni principali dell'ossigeno cogli altri metallodi monatomici e biatomici — Acqua ossia protossido di idrogeno — Analisi e sintesi dell'acqua — Proprietà fisiche e chimiche dell'acqua — Dissociazione dell'acqua — Acqua di cristallizzazione — Miscugli frigoriferi — Acque naturali — Meteoriche e telluriche — Dolci e potabili — Dure e crude — Caratteri delle potabili e delle non potabili acque — Analisi di un'acqua naturale — Idrotimetria — Acque minerali — Distillazione dell'acqua — Procedimenti a rendere potabili le acque che naturalmente nol siano — Biossido di idrogeno — Acqua ossigenata.

Tracciata brevemente la storia dell'ossigeno e dello solfo, delle principali loro proprietà, importa adesso conoscere le combinazioni che formano sia coi monatomici metallodi, sia fra di loro.

Fra queste combinazioni meritano di fissare la nostra attenzione le seguenti, a lato al nome delle quali son scritte le formole atomiche ed equivalenti che le rappresentano:

Combinazioni dell'ossigeno coll'idrogeno.

Acqua, protossido di idrogeno $H^1O = HO.2:16 = 1:8.$

Acqua ossigenata, biossido . $H^1O^2 = HO^2.2:32 = 1:16.$

Combinazioni dell'ossigeno col cloro.

Anidride ipoclorosa . . . Cl^1O

Acido ipocloroso . . . $HClO$

Anidride clorosa . . . Cl^3O^2

Anidride clorica . . . Cl^5O^3

Anidride perclorica . . . Cl^7O^4

Combinazioni dello solfo coll'idrogeno.

Protosolfuro di idrogeno . . H^1S

Bisolfuro di idrogeno . . . H^2S^2

Anidride solforosa . . . S^2O^2

Anidride solforica . . . S^4O^2

Acido tiosolforico, od iposolforoso $H^2S^2O^2,$

corrispondente all'anidride, se esiste, S^{O}_2 . Noi ci occuperemo man mano di ognuna di queste combinazioni, incominciando dall'acqua, cioè dal protossido di idrogeno.

Gli antichi avevano locata l'acqua fra gli elementi, cioè fra i semplici corpi.

Se eglino dichiarandola elemento intesero significare con ciò esser dessa corpo immensamente abbondante e diffuso, indispensabile alla esistenza, alla vita degli esseri organizzati, si apposero al vero.

Ed infatti chi può dire la quantità che si incontra di lei alla superficie del nostro pianeta o nella atmosfera che lo ricinge, sotto i tre stati di solida, di liquida e di aeriforme? Cuoprono le regioni polari pianure sterminate di ghiaccio, occupano una parte dei continenti nella zona torrida e nella temperata le acque dei mari, dei fiumi, dei laghi; è satura l'aria di acqueo vapore, e forma parzialmente condensata le montagne di nubi che si risolvono nelle meteore acquee. Noi la troviamo inoltre in combinazione in moltissimi minerali costituenti la solida corteccia terrestre.

È parte finalmente essenziale dei tessuti delle piante e degli animali viventi. Fu calcolato che l'acqua forma all'incirca i $\frac{7}{8}$ del corpo umano.

Immaginate per un momento cotest'acqua intieramente scomparsa, e la vita degli animali e dei vegetali organismi si spegnerebbe ad un tratto, diventerebbe impossibile.

Dove al contrario gli antichi alla parola elemento abbiano attribuita la significazione che noi le assegniamo, in tal caso i progressi della scienza hanno ampiamente dimostrata erronea la loro opinione, e il Cavendish fino dal 1781, cancellata per sempre l'acqua dal numero dei semplici corpi, la dimostrava composta.

Bruciando egli infatti dell'idrogeno vide formarsi dell'acqua. Introdotto allora in un recipiente a forti e resistenti pareti un miscuglio di due volumi di idrogeno ed uno di ossigeno, poi fattolo esplodere colla scintilla elettrica, raccolse acqua corrispondente approssimativamente in peso al peso dei due gas intieramente scomparsi.

Più tardi, nel 1789, Monge, Lefevre, Meunier, Fourcroy e Vauquelin, eletta pleiade capitanata dal Lavoisier, ripeterono non so-

lamente il sintetico esperimento del Cavendish, ma dimostrarono la composizione dell'acqua colla analisi, facendone passare il vapore sul ferro arroventato che ne fissava uno degli elementi, e ne determinava col suo aumento in peso le proporzioni, raccogliendo libero e gazofo l'altro suo componente.

Dal Lavoisier in poi i mezzi di indagine si andarono più e più sempre perfezionando, ed oggi è facilissimo con quelli che si posseggono non solamente dimostrare la composta natura dell'acqua, ma sivvero ancora determinare colla analisi, confermare colla sintesi esattamente, con matematica precisione per così dire, le proporzioni in volume ed in peso dei suoi componenti.

Ce ne convincono gli esperimenti che seguono.

Abbiati l'apparato detto con tecnica voce *voltmetro* (*Tav. II, Fig. 5*), un bicchiere cioè, una capovolta campana, dal fondo della quale s'innalzano separati due fili di platino che si protendono esternamente e terminano in un piccolo uncino. Empiasi il recipiente di acqua leggermente acidulata coll'acido solforico che, da cattiva, la rende buona conduttrice della elettricità, poi sovrappongasi a ciascuno dei due fili una campanella graduata piena dello stesso liquido, ed annessi agli uncini i reofori di una pila si metta in attività. Avviene così che l'uno dei fili di platino diventi il polo positivo, e l'altro il negativo, e che la corrente elettrica attraversi l'acqua.

Questa si decompone nei due suoi elementi, idrogeno ed ossigeno, che si raccolgono, il primo, ossia l'idrogeno elettro positivo, nella campanella corrispondente al polo negativo, il secondo, cioè l'ossigeno, al polo positivo, riconoscibili alle caratteristiche loro proprietà. L'uno infatti è combustibile, ma non comburente, alimenta l'altro la combustione.

I due gaz, ossigeno però e idrogeno, stanno tra di loro nel rapporto in volume di 1:2, e noi possiamo concludere che appunto in questo rapporto volumetrico combinati essi costituiscono la molecola d'acqua.

La sintesi prova la verità di questa conclusione. Introducansi in un endiometro un volume di ossigeno e due volumi di idrogeno puri e secchi entrambi.

Facciasi passar la scintilla. I due gaz entrambi intieramente

scompaiono, lasciando il prodotto di loro combinazione in altrettanto vapore acqueo che si depone sulle interne pareti dello endiometro.

Conoscendo il rapporto in volume in cui si combinano i due gaz per formar l'acqua e il peso della unità di volume d'entrambi, con un semplicissimo calcolo si dedurrà agevolmente la composizione in peso dell'acqua.

Ed invero, ritenuto il peso di un volume di idrogeno = 0,0896, e quello dell'ossigeno = 1,4298, avremo:

$$H^2 : O :: 0,0896 \times 2 = 0,1792 : 1,4298.$$

Chiamiamo 2 il peso dell'idrogeno, e la seguente proporzione ci darà il peso dell'ossigeno che gli si associa per formare una molecola di acqua:

$$0,1792 : 1,4298 :: 2 : x = 15,9.$$

Chiamiamo 1 il peso dei due volumi di idrogeno ed avremo per l'ossigeno:

$$0,1792 : 1,4298 :: 1 : x = \frac{1,4298}{0,1792} = 8.$$

Nel primo caso il numero 15,99, che si approssima di tanto al 16 dedotto altrimenti, e che noi possiamo ammettere, ci rappresenta il peso atomico dell'ossigeno, cioè la quantità che si combina a 2 in peso di idrogeno onde la composizione di una molecola di acqua = 18 in cui abbiamo H=2, ossigeno=16.

Nel secondo caso il numero 8 accenna lo equivalente dell'ossigeno, cioè la quantità di lui che si combina ad 1 in peso di idrogeno, onde un volume di acqua che pesa 9.

Il Dumas, perfezionato il procedimento di Berzelius e Dulong, controllò colla sintesi e colla bilancia alla mano i dati dei due esperimenti coi quali deducemmo pur dianzi analiticamente, poi sinteticamente, anche noi la composizione dell'acqua.

Basterà si descriva brevemente l'apparecchio di cui quest'uno fra i più valenti chimici francesi si è servito, perchè ci affidi la esattezza dei risultamenti da lui ottenuti.

Prima cura del Dumas, che voleva formare dell'acqua coll'ossigeno tolto all'ossido ramico a bastevolmente elevata temperatura, facendogli passar sopra dello idrogeno, di cui avrebbe poscia determinato il peso da quello dell'acqua ottenuta, sottraendo dal costici peso la perdita provata dall'ossido di rame rappresentante l'ossigeno concorso a formarla, fu quella di assicurarsi della perfetta purezza e secchezza di questo idrogeno medesimo. Svolselo egli pertanto colla reazione dello zinco e dell'acido solforico diluito, puri entrambi, e lo fece passare attraverso ad una serie di tubi piegati ad U contenenti dei frammenti di vetro bagnati in soluzioni 1° di acetato di piombo, 2° di solfato di argento, 3° di idrato di potassio.

L'acetato di piombo spogliava l'idrogeno dello acido sulfidrico che poteva contenere; il solfato di argento dell'idrogeno arsenicale, l'idrato di potassio dei carburi idrogenati.

Ridotto per tal modo a purezza, si seccava l'idrogeno in una seconda serie di tubi, pieni, gli uni, di cloruro di calcio, gli altri, di pietra pomice imbevuta di acido solforico concentrato, e giungeva in un ultimo tubo più piccolo pieno di anidride fosforica, il peso del quale, rimanendo stazionario, doveva esser garante che l'idrogeno non aveva conservata traccia di umidità prima di passare in un piccolo palloncino contenente ossido ramico pesato esattamente, e scaldato al rosso incipiente da una piccola lampada a spirito.

L'acqua che necessariamente si produceva veniva a condensarsi in un matraccino annesso al palloncino contenente il rame, poi in successiva serie di tubi a cloruro di calcio ed acido solforico. Il matraccino e i tubi erano stati anch'essi preventivamente pesati.

Terminata la operazione, il Dumas pesava nuovamente il palloncino contenente il rame residuo. La differenza in meno tra questa e la prima pesata rappresentava l'ossigeno concorso alla formazione dell'acqua, la quale alla sua volta aveva per rappresentante della sua quantità ponderale la differenza in più della seconda dalla prima pesata del matraccino e dei tubi della seconda serie.

Sottratto dal peso di quest'acqua il peso cognito dell'ossigeno, si ebbe per differenza l'idrogeno, come si è più sopra accennato.

Informi un esempio: si imagini il peso del palloncino e dell'ossido ramico prima che se ne cominci coll'idrogeno la riduzione,

cioè nella prima pesata = 148^{gr},800, poi terminata la sintesi
cioè nella seconda pesata = 140,000.

Supponiasi il peso del matraceino e dei successivi tubi eguale,

nella prima pesata 130^{gr},00,

nella seconda 139^{gr},90.

Dedurremo essersi formati 9^{gr},900 di acqua, la quale contiene
l'ossigeno mancante all'ossido ramico, cioè 8^{gr},800, che sottratti
da 9,900 di acqua ci danno per residuo 1,100 per l'idrogeno.

Conchiuderemo perciò, come lo ha fatto il Dumas, l'acqua conte-
nere nelle accennate proporzioni i due gaz :

O:H::88:11 ovvero ::8:1::2:16.

Saremo brevissimi nello accennare le fisiche proprietà di questo
primo tra i naturali composti; diremo quindi delle proprietà chi-
miche che lo caratterizzano.

È l'acqua, se pura, insipida, incolore in piccole masse, in grandi
di un bel colore azzurro chiaro, inodora, e capace di assumere i
tre stati, solido, come nel ghiaccio, nella neve, nella grandine, nella
brina, liquido come in ordinaria, aeriforme o gazo.

Ha, come ogni altro corpo, intanto che passa dallo stato solido al
liquido, una temperatura costante, e serve perciò, nella costruzione
dei termometri, a segnare il punto della scala termometrica che
chiamasi 0°.

Un'altra fisica proprietà dell'acqua è la sua dilatazione intanto
che si solidifica, la sua diminuzione di densità a 0°, densità non più
= 1, ma 0,93.

Da questo punto si va contraendo fino a 4°,5, temperatura alla
quale raggiunge il massimo di sua densità, che pigliasi per unità
nella determinazione di quella degli altri corpi solidi e liquidi.

Dall'acqua liquida non solamente, ma dal ghiaccio medesimo
nel cuore dell'inverno si levano continuamente dei vapori invisibili
che si mescolano e, per così dire, si sciolgono nell'aria, e in tanto
maggiori quantità quanto è più la temperatura di questa ultima
elevata. È questa l'acqua aeriforme, in vapore, da non confondersi
con quella specie di fumo, come scrive il Piria, che si solleva dal-
l'acqua bollente, il quale altro non è che acqua allo stato liquido,
ma divisa e suddivisa in tenuissime particelle. In altre parole l'acqua

allo stato di vapore è, come l'aria, invisibile, e noi diciamo che questa ne è satura quando ricusa di accoglierne oltre.

Entra l'acqua in ebullizione quando il suo vapore acquista una tensione sufficiente a vincere la pressione atmosferica. È alla temperatura della ebullizione dell'acqua, sotto la pressione di 0^m,760 del barometro che corrisponde il 100° del termometro centigrado, l'80° di quello di Reaumur, il 212° di quello di Fahrenheit.

Sono proprietà chimiche dell'acqua :

1° La dissociazione dei suoi elementi, sia ad elevata temperatura, sia a contatto di corpi che possano associarsi l'uno dei principii suoi costituenti.

Così, fino da vent'anni fa, il Grove aveva notato che il platino incandescente, immerso repente nell'acqua, metteva in libertà bollicine d'ossigeno e idrogeno, ed il signor E. Sainte-Claire Deville ha recentemente dimostrato ad evidenza la dissociazione dell'acqua a 1200° col seguente esperimento (*Tav. V, Fig. 2f*):

Preso egli un ampio tubo di porcellana AA, A'A' internamente verniciato, lo turò ai due capi con tappo di sovero attraversato da un tubo di porcellana B porosa e spulita, che veniva per tal modo ad occupare l'asse del maggior tubo, e da due altri tubetti laterali penetranti di alcuni millimetri soltanto oltre il tappo, destinati, l'uno, a condurre nello spazio annulare tra i due tubi una corrente di puro acido carbonico, l'altro a condurre questo ed i gaz che seco trascinerrebbe sotto un'alta campanella piena di idrato di potassio locata su bagno a mercurio.

Portò egli i due tubi alla temperatura del calor rosso bianco, intanto che fece passare nell'interno e minore una corrente di vapore acqueo. Questo si dissociò in idrogeno ed ossigeno, il primo dei quali, attraversate, per endosmosi, le pareti del tubo poroso, si mescolò all'acido carbonico e andò con questo, assorbito e ritenuto dalla potassa e coll'ossigeno, conduttovi dall'altro tubo adduttore, a raccorsi nella campanella, ed a costituirvi un miscuglio tuonante.

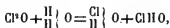
Così ancora noi potemmo decomporla ad elevata temperatura col ferro che ne fissò l'ossigeno, e ne rese libero l'idrogeno,



la decomponemmo a freddo col potassio, col sodio, collo zinco, coll'alluminio.

Rappresenta l'acqua nelle chimiche reazioni una parte molto importante cogli elementi suoi, formando colle anidridi, ossia acidi anidri, degli acidi idrati, cogli ossidi anidri, gli *idrati*, ond'è che i moderni chimici la ritengono come il tipo di questi corpi, vale a dire corpo contenente lo stesso numero di atomi, e nello stesso modo che in loro ordinati, quantunque essa ed eglino si mostrino poi nelle proprietà loro diversi.

Così, ad esempio, se noi poniamo l'acqua a contatto all'acido ipocloroso anidro, coll'anidride ipoclorosa Cl^{O} , composto di 2 atomi di *cloro* e di uno di *ossigeno*, avviene che si formino due molecole di acido ipocloroso per ciò che l'acqua scambi un atomo del suo idrogeno con uno di cloro dell'anidride ipoclorosa, e viceversa,



le quali due molecole di acido ipocloroso hanno ciascuna la stessa atomica costituzione della molecola dell'acqua. Così ancora se si ponga a contatto l'acqua con una molecola del metallo potassio, si avrà a tutta prima formazione di anidro ossido di potassio, ed eliminazione di idrogeno, poi l'anidro ossido e l'acqua reagiscono a lor posta, e scambiandosi a vicenda un atomo di metallo e di idrogeno costituiranno due molecole di un corpo molto diverso nelle sue proprietà dall'acqua, ma a lei identico per chimica costituzione, formeranno dello idrato di potassio.

Fra le proprietà finalmente dell'acqua merita di essere particolarmente accennata l'azione che esercita sopra una moltitudine di corpi quando sia posta loro a contatto, facendoli passare da gassosi o solidi che sono allo stato liquido, ovvero solidificandosi ella medesima, seco loro cristallizzando, nel quale ultimo caso piglia il nome di *acqua di cristallizzazione*.

Quest'azione dell'acqua può essere fisica e chimica.

Spieghiamoci cogli esempi: Abbiansi in campane l'acqua e due gaz che sciolgonsi rapidamente nell'acqua, nelle proporzioni di 670 e 480 volte il volume di lei, cioè del gaz ammoniacale, e del gaz acido cloridrico. L'acqua li fa liquidi entrambi, ed intanto che ei

passano dallo stato gazzoso al liquido abbandonano calorico. Ecco un'azione fisica, il cambiamento di stato di un corpo prodotto dall'acqua.

Sopra anidro cloruro di calcio si versi dell'acqua, e si avrà considerevole sviluppo di calorico.

L'azione in questo caso è chimica; l'acqua si è combinata al cloruro di calcio per formare un corpo in cui trovasi chimicamente ed in fisse proporzioni associata. Ed invero se si evapori convenientemente la soluzione, deporrà dei prismi trasparenti di cloruro di calcio cristallizzato. Sciogasi quest'ultimo alla sua volta nell'acqua, ed egli, passando dallo stato solido al liquido, assorbirà del calorico, in altre parole produrrà del freddo, come volgarmente si dice. In quest'ultimo caso l'azione è fisica e nulla più.

Su quest'azione fisica dell'acqua sui solidi corpi, e sull'assorbimento di calorico che ne risulta sono fondati i procedimenti con cui si ottengono artificialmente le basse temperature; poggia in altre parole la teoria dei miscugli frigeriferi.

Eccone alcuni:

È il miscuglio di 2 Kil. di neve ed 1 Kil. di sal marino, il più in uso nei chimici laboratorii. Mescolati i due corpi, nel passare che fanno dallo stato solido al liquido, producono un abbassamento di temperatura $= -15^{\circ}$.

Consta un altro miscuglio di solfato di soda cristallizzato 8 Kil., acido cloridrico 5 Kil., e dà un abbassamento di temperatura $= -17^{\circ}$.

Studiammo finora l'acqua sotto il punto di vista della sua composizione e delle sue proprietà, considerandola allo stato di purezza quale può essere dal chimico ottenuta. Tale però di rado o giammai è quella che si incontra in natura. La sola acqua di pioggia, e quella derivante dalla fondita della neve può essere considerata come pressochè pura, e diciamo pressochè pura, perocchè anch'essa contenga soventi materie estranee che trovansi nell'aria, che ha, per così dire, spazzato cadendo (1).

Le sostanze che trovansi il più frequentemente sciolte nelle acque

(1) Tale quella raccolta nelle prime ore della caduta, la quale è per conseguenza a corrompersi facilissima ed insalubre.

ordinarie sono, l'aria che tocca talvolta la proporzione del 28/1000 del volume di lei, aria che si può raccogliere scaldando un matraccino munito di un tubo abductore il quale ponga capo in campanella sul mercurio, pieni entrambi di acqua, della nostra acqua potabile p. es.

Contiene inoltre l'acqua o può contenere dell'acido carbonico, parecchi sali di calce, di magnesia, e talvolta di potassa e di soda.

Nè potrebbe essere altrimenti.

L'acqua infatti che cade dalle più o meno elevate regioni dell'atmosfera, prima di accogliersi nei luoghi più bassi, attraversa i terreni, e sotto l'influenza di parecchie circostanze, e del calorico terrestre principalmente, si appropria non solo gran parte delle materie che sono solubili, ma seco ancora trascina una quantità di sostanze organiche ed inorganiche che, o si decompongono poi, o vengono, secondo la natura loro, più o meno prontamente depositate.

Varia perciò sarà la natura delle acque in ragione dei terreni diversi che attraversarono, della costoro temperatura e del tempo più o meno lungo durante il quale si trovarono con cotesti terreni a contatto.

Ciò premesso, si possono le naturali acque dividere:

1° In *meteoriche*, che risultano dal condensamento dei vapori acquei contenuti nell'atmosfera, e sono le più pure, semprechè vengano raccolte qualche ora dopo che elle incominciarono a cadere.

2° *Telluriche*, che si trovano alla superficie dei terreni, vi stettero o vi stanno a contatto, li attraversano o ne scaturiscono.

Le telluriche si dividono alla volta loro in acque dolci o potabili, ed in crude o dure.

Appartengono alle prime, cioè alle potabili, quelle che non contengono in soluzione se non minime quantità di materie saline straniere; alle seconde quelle che contengono in soluzione quantità considerevoli di sali, fra cui primeggiano quelli di calce.

Caratterizzano la dolce e potabile acqua le seguenti proprietà:

Ella è limpida, incolora, leggermente e gradevolmente sapida e fresca, ma tuttavia nè salata, nè dolcigna, scioglie agevolmente, senza aggrumarsi, il sapone, ammolisce e cuoce bene i legumi che

vi si facciano bollire entro, conferisce alla digestione, siccome quella che è bastevolmente aerata, vale a dire contiene in soluzione una sufficiente quantità d'aria atmosferica e del gaz acido carbonico che la accompagna.

In essa trovansi pressochè sempre tracce di carbonato di calce mantenuto in soluzione dall'acido carbonico, cioè allo stato di solubile bicarbonato (1), tracce di solfato calcareo, di sali magnesiaci, di sali alcalini, della silicice, e delle materie organiche.

I sali calcari però che in quantità minime possono ritenersi una pregievole qualità dell'acqua la quale, ingerita come bevanda, li somministrerà all'organismo per lo sviluppo e la nutrizione del sistema osseo, non devono superare giammai i 5 o 6 decigrammi per ogni litro, che è quanto dire il 0,5 per 100.

Dove una maggior proporzione di materie fisse nell'acqua sia contenuta, il che torna facile ad essere constatato evaporandone una determinata quantità, e pesando il residuo, allora l'acqua cessa dal poter servire agli usi della domestica economia, dall'esser potabile, ed apparterrà alla classe delle crude o dure, delle incrostanti o selenitose, così chiamate dal nome del solfato di calce che esse contengono, e che i mineralogi designano con quello di *selenite*.

Quest'acqua più non dissolve bene il sapone, ma lentamente e lo aggruma; vi lascia, dopo una ebullizione anche di parecchie ore, duri pur sempre i legumi; depone al fondo e intorno ai recipienti in cui la si faccia bollire un abbondante precipitato, una crosta derivante dal solubile bicarbonato di calce che, abbandonato dalla metà dell'acido carbonico, si ridusse in insolubile carbonato, o darà, se contenente copia di solfato calcareo, se perciò selenitosa, un precipitato abbondante, bianco, insolubile nell'acido nitrico, per addizione in lei di alcune gocce di azotato o di cloruro di bario, e risulterà, se si adopere a bevanda, pesante allo stomaco.

Ai caratteri che abbiamo accennati sarà facile il riconoscere e distinguere le potabili e le non potabili acque.

(1) Le quantità un po' considerevoli di bicarbonato di calce sono accennate in un'acqua dall'intorbidamento prodottovi da alcune gocce d'acqua di calce; le minime dall'addizione di un poco di recente tintura alcoolica di legno di campecchio, la quale imparte all'acqua una colorazione roseo-violacea.

Chi tuttavia volesse intraprenderla potrà eseguire l'analisi di un acqua, o per meglio dire rendersi prontamente conto della natura di lei procedendo nel modo seguente:

1° Sciogla in un litro dell'acqua analizzando 2 gr. di carbonato di potassio secco, evapori, secchi a 160° durante alcune ore in cascua di platino pesata vuota, pesi di nuovo questa col residuo che l'acqua lasciò, sottragga dall'aumento in peso 2 gr., e la differenza rappresenterà le materie fisse ad ogni litro d'acqua corrispondenti.

2° Calcini il residuo al calor rosso, lo bagni con alcune gocce di carbonato di ammoniaca, calcini di nuovo leggermente, pesi, e la differenza darà la quantità ponderale delle materie organiche.

3° Pigli 500 c. c. dell'acqua naturale, la sottoponga per 2 o 3 ore alla ebullizione, rinnovando man mano quella che si evapora. Raccolga il residuo che si è formato, secchi e pesi. Avrà il peso dei carbonati di calce e di magnesia corrispondenti ai bicarbonati primitivi. Lavi il residuo con acqua leggermente acidulata coll'acido solforico, filtri, evapori, secchi, pesi, e potrà dedurre col calcolo, dal peso del solfato di magnesia quello del carbonato di lei che, sottratto dal peso totale, darà per differenza il peso del carbonato calcareo. L'uno e l'altro sarà poi facile trasformare con un secondo calcolo in bicarbonati (1).

(1) Suppongasì il peso del solfato di magnesia, privo della sua acqua di cristallizzazione, = 0,gr.04. Si avrà il peso di carbonato corrispondente mediante la proporzione

$$\underbrace{120}_{\text{Mg SO}^4} : \underbrace{84}_{\text{Mg CO}^3} :: \underbrace{0,04}_{\text{Mg SO}^4} : \underbrace{x}_{\text{Mg CO}^3} = \underbrace{0,gr.028}_{\text{Mg CO}^3}$$

Questi 0gr.,028, sottratti per es. dal peso totale dei due carbonati = 0gr.,09, darebbe 0gr.,062, pel carbonato di calce.

Si avrebbe finalmente

$$\underbrace{84}_{\text{Mg CO}^3} : \underbrace{146}_{\text{Mg (HCO}^3)_2} :: \underbrace{0,028}_{\text{Mg CO}^3} : \underbrace{x}_{\text{Mg (HCO}^3)_2} = \underbrace{0,0488}_{\text{Mg (HCO}^3)_2}$$

$$\underbrace{80}_{\text{Ca CO}^3} : \underbrace{142}_{\text{Ca (HCO}^3)_2} :: \underbrace{0,062}_{\text{Ca CO}^3} : \underbrace{x}_{\text{Ca (HCO}^3)_2} = \underbrace{0,11}_{\text{Ca (HCO}^3)_2}$$

È proposto da molti altresì un molto spiccio procedimento per giudicare della natura di un'acqua, il quale porta il nome di *idrotimetria*. Immaginato dal signor Clark nel 1827, e regolarizzato più tardi dai signori Boutron e Boudet, è fondato sulla pro-

4° Riduca al volume di 50 c. c. l'acqua dalla quale avrà (n. 3) eliminati i bicarbonati, le aggiunga 50 c. c. di alcool ad 80°. Avrà, se esistono, un residuo di solfati di calce e di magnesia che laverà con alcool ad 80°, seccherà, peserà, laverà per qualche momento coll'acqua distillata, seccherà e peserà di nuovo. La differenza in peso farà conoscere la quantità del solfato di magnesia, il peso ultimo trovato quello del calcare.

5° Nell'acqua da cui (n. 3 e 4) già furono eliminati i bicarbonati ed i solfati di calce e di magnesia, e nella quale non si avranno più che i cloruri di calcio e di magnesio ed i sali alcalini, versi carbonato di ammoniaca, faccia bollire, filtri, evapori il liquido passato alla filtrazione. Avrà sul filtro i carbonati di magnesia e di calce corrispondenti ai cloruri primitivi, e nel residuo della evaporazione i sali alcalini.

Oltre alle accennate, noi abbiamo ancora:

1° Le acque minerali o medicinali, suddivise in fredde o termali, in acide o gazoze, ferruginose, saline e solforose, dette *medicinali*, appunto per ciò che esse esercitano sull'economia una speciale azione di cui la terapeutica seppe e sa trarre partito.

Le acque termali sono quelle tutte la temperatura delle quali supera quella dell'ambiente in cui sgorgano.

prietà che hanno i sali di calce o di magnesia solubili di formare dei composti insolubili col sapone, che non può più comunicare all'acqua la proprietà di spumare.

A preparare il liquido *idrotimetrico* si sciolgono 20 gr. di carbonato di calce puro nell'acido cloridrico, si evapora, si calcina leggermente, e si scioglie in un litro di acqua distillata. Si fa quindi una soluzione di sapone bianco nell'alcool, e si aggiunge dell'acqua sufficiente perchè 100 c. c. di questa soluzione saponacea producano, agitati, una schiuma persistente con 100 c. c. del liquido contenente il cloruro di calcio che si suppone avere 20 gradi idrotimetrici.

Avendo così titolato il liquore saponaceo, si prendono 100 c. c. dell'acqua esaminanda, si introducono in una fiala che può chiudersi, e si aggiunge poco a poco con una pipetta graduata il liquido idrotimetrico fino a che l'agitazione vi produca una spuma persistente. Quando ciò avrà luogo, si leggerà il numero n di centimetri cubi del liquido impiegato; la frazione $\frac{100}{20} = \frac{n}{x}$ darà in gradi idrotimetrici il valore di n . Questi gradi esprimono a quale quantità di cloruro di calcio disciolto corrispondono i sali terro-alcalini contenuti nell'acqua esaminata.

Il saggio idrotimetrico dell'acqua però, se può servire a riconoscere le acque accomodate agli usi domestici o dell'industria, non presenta veruna seria garanzia, principalmente se l'acqua sia ricca in sali magnesiaci.

Nei nostri paesi le rinomate sorgenti di Acqui ce ne offrono un esempio.

Chiamansi acidule o gazoze le acque sovrasature di gaz acido carbonico. Tale è l'artificiale acqua di Seltz, la quale contiene in tanta quantità l'acido carbonico da ridurci con esso a solubile bicarbonato il carbonato calcareo che ha precipitato prima dall'acqua di calce, bicarbonato di cui vedemmo rivelarci la presenza l'alcoolica tintura di legno di campecchio, la quale volse il suo colore dal giallo al violaceo.

Le acque *alcaline* sono caratterizzate dall'abbondanza del bicarbonato di soda che vi si contiene, esempio la celebre di Vichy, in cui lo si trova nelle proporzioni di 4 a 5 gr. per litro.

Il nome di ferruginose si dà alle acque contenenti delle piccole quantità di sali di ferro, che possono essere il bicarbonato, il crenato, cioè un composto di ossido di ferro associato ad un peculiare acido organico detto crenico, ed il solfato, sali di cui è facile riconoscere la presenza coll'uno o coll'altro di due sensibili reagenti, cioè col prussiato giallo e rosso di potassa, che se ferro esiste, daranno per lo meno all'acqua un azzurro colore.

Le acque saline contengono in più o meno apprezzabili proporzioni dei sali neutri diversi, fra cui precipui il cloruro di sodio e di magnesio. Così l'acqua marina contiene il cloruro di sodio nella proporzione di 2, 5 a 2, 7 0/0, accompagnato non di rado da ioduri e bromuri alcalini, e dal 6 al 7 0/0 di solfato di magnesio.

Coll'adiettivo di solforose o solfuree distinguonsi finalmente le acque che vanno debitrice dell'efficacia loro medicatrice alla presenza di piccole quantità di solfuri solubili, e a tracce di idrogeno solforato.

Ora che sonosi rapidamente accennate le straniere sostanze che l'acqua può contenere, è necessario si facciano cogniti i procedimenti coi quali può la naturale acqua essere ottenuta perfettamente pura, e il come le non potabili acque possano venire appurate e rese atte agli usi della domestica e della industriale economia.

Si riduce la naturale acqua a perfetta purezza colla *distillazione*.

L'operazione con cui, valendosi del calorico, la natura trasforma un corpo liquido in vapore, poi, condensatolo, lo fa ripassare al

primitivo suo stato, è quella cui, imitata dall'arte, si dà il nome di *distillazione*.

Ciò posto, con un molto semplice apparecchio noi possiamo, operandone la distillazione, ottenere l'acqua chimicamente, assolutamente pura, come se l'avessimo preparata col sintetico procedimento del Dumas.

La si introduce perciò in un pallone di vetro così da ricimperlò fino ai $\frac{2}{3}$, dopo averle aggiunta una piccolissima quantità di acido solforico e di potassa caustica, di idrato di potassio. Un lungo tubo annesso al pallone, attraversato un altro di maggior diametro pieno di fredda acqua che si rinnova, e che perciò chiamasi refrigerante, refrigeratore, pon capo in fiala destinata a ricevere il prodotto della distillazione.

Portata all'ebollizione, l'acqua del pallone si converte in vapore che passa pel tubo, vi si condensa, si liquidifica, e torna l'acqua di prima, colla differenza che più non contiene le sostanze straniere, le quali non volatili se ne separano. Non si raccolgono, ma si gettano le prime porzioni dell'acqua passata alla distillazione, siccome quelle che possono essere inquinate dalle sostanze gazoze contenute in soluzione nell'acqua ordinaria.

L'acido solforico, e l'idrato di potassio aggiunti all'acqua da distillarsi, hanno per oggetto, il primo, di combinarsi l'ammoniaca contenuta nell'acqua, di trasformarla in non più volatile e fisso solfato; il secondo di decomporre, se vi si trovi, il cloruro di magnesio in ossido di magnesio che si precipita e stà, ed in cloruro di sodio non più volatile. Il cloruro di magnesio infatti se venisse a deporsi sulle pareti del vetro a una molto elevata temperatura potrebbe somministrare dell'acido cloridrico che passa coll'acqua alla distillazione, e ne altera la purezza.

La distillazione in grande dell'acqua si fa in apparecchi di rame internamente stagnati con stagno puro.

Constano questi apparecchi di una caldaia cilindrica che s'incastra sul focolare di un camino portatile, o fisso in muratura, od in ferraccio, munita superiormente di un cappello che si protende e si innesta con un lungo tubo, detto dalla sua figura serpentino, immerso in fredda acqua che si rinnova giungendo fredda al basso

ed uscendo calda dall'alto del recipiente, mentre lo estremo capo del serpentino versa la condensata e la distillata acqua nei recipienti destinati a riceverla.

Si appurano e si rendono potabili, o per lo meno non più tanto pesanti allo stomaco, epperò dannose alla lunga alla salute, le acque selenitose, ossia contenenti del solfato di calce, aggiungendo loro una conveniente quantità di carbonato di sodio che, per doppia decomposizione, darà del carbonato di calcio che si precipita, del solfato di sodio che rimane in soluzione, e che non eserciterà sull'animale economia che un'azione leggermente purgante.

Si rendono potabili ed atte a servire alla domestica economia ed alla industria le acque ricche di bicarbonato di calcio, le acque incrostanti, facendole bollire, o meglio agginngendo loro una quantità di calce sufficiente a tutto trasformarne il solubile bicarbonato in carbonato insolubile.

Il miglior modo però di provvedere alla potabilità e salubrità dell'acqua che ha da servire di quotidiana ed ordinaria bevanda, quando consti che naturalmente nol possa, consiste nel filtrarla attraverso al carbone, alla sabbia ed alla ghiaia contemporaneamente. Il primo la spoglierà delle straniere materie gazoze, saline, organiche e coloranti che ella può contenere; i secondi, oltre che conferiranno a ciò, approderanno altresì restituendo all'acqua l'aria che avrà perduta, e che la fa più leggiera e di più agevole digestione.

Ma di questo modo di appurar l'acqua, e degli apparecchi immaginati ad attuarlo in grande e su vastissima scala, diremo più ampiamente quando avremo parlato del metalloide carbonio, delle sue varietà, e delle costoro importantissime proprietà.

Passiamo alla seconda delle combinazioni del biatomico ossigeno col monoatomico idrogeno, che ha per formola della sua molecola H^2O^2 , per quella del suo equivalente H^2O , e può per conseguenza essere considerata un composto di 2 atomi di idrogeno e due di ossigeno, ovvero di 1 Eq. del primo e di 2 Eq. del secondo.

Si ottiene artificialmente, facendo passare dell'ossigeno puro o dell'aria sul protossido di bario BaO , un ossido superiore BaO^2 .

Riducasi questo pulverulento, poi trasformatolo colla triturazione nell'acqua in liquida poltiglia, mantenendo il tutto alla bassa temperatura di 0°, si versi a piccole porzioni nell'acido cloridrico diluito e freddo. Avverrà la seguente reazione:



Avevansi del biossido di bario e del cloruro di idrogeno, e si avranno, per doppia decomposizione, del cloruro di bario e del biossido di idrogeno. Il biossido di idrogeno così ottenuto ed appurato coi procedimenti che la chimica insegna, è un corpo instabile assai e dotato delle più spiccate proprietà.

Portato egli infatti alla temperatura di 30°, si decompone lentamente, a quella di 100°, rapidamente, e risolvesi in acqua ed ossigeno che si svolge. Posto a contatto di parecchi corpi, presenta tre ordini di reazioni a conoscersi non poco importanti.

1° Senza che questi corpi si modifichino essi punto o poco determineranno il biossido di idrogeno a scindersi, in ossigeno che si svolge, in acqua che resta. Essi non esercitano che un'azione di presenza, ossia *catalittica*, sull'instabile composto.

2° Ovvero di cotesti corpi taluni non solamente promuoveranno la decomposizione del biossido di idrogeno, ma se ne associeranno l'ossigeno che dimette.

3° Ovvero finalmente l'acqua ossigenata ed il corpo che le sta a contatto si decomporanno entrambi, e si ridurranno contemporaneamente a meno ossigenate combinazioni, quasi che l'esempio dell'uno induca l'altro ad imitarlo.

Gli esperimenti provano i tre generi di reazioni di cui il biossido di idrogeno è capace.

Perossido di manganese pulverulento, nero di platino, sui quali si versi acqua ossigenata, ne determinano colla sola presenza la decomposizione; onde la metà dell'ossigeno che rapidamente si svolge.

Sul nero solfuro di piombo, ottenuto coll'acido solfidrico e coll'acetato di questo metallo, si versi acqua ossigenata, e la molecola di nero solfuro PbS si trasforma in molecola di bianco solfato

PbSO_4 , pigliando i quattro atomi di ossigeno a ciò necessarii a quattro molecole di biossido di idrogeno che si decomponero.

Il bicromato di potassio è un sale composto di potassio sostituitosi all'idrogeno dell'acido cromico, il quale per aggiunta di nuovo ossigeno può cambiarsi in acido percromico, e da rosso che egli era prendere un colore indaco intenso.

Ora chi a soluzione di bicromato di potassio aggiunga acqua ossigenata poi etere, vedrà formarsi acido percromico che passa in soluzione, ed accenna col magnifico colore la sua presenza.

Il solfuro di piombo che si cambia in solfato, l'acido cromico che si trasforma in percromico, sono esempi della seconda classe delle chimiche reazioni.

Dell'ultimo o terzo ordine di fenomeni può essere evidente dimostrazione l'esperimento seguente:

In soluzione di ipermanganato di potassa, peculiare sale in cui a due atomi del metallo manganese son combinati due atomi di potassio e otto di ossigeno $\text{Mn}^2\text{K}^2\text{O}^8$, si versi dell'acqua ossigenata, e l'ipermanganato si decolora, e l'acido ipermanganico si riduce svolgendo cinque atomi di ossigeno in protossido di manganese, intanto che l'ossigenata acqua scindesi anch'ella in ossigeno che si svolge, ed in acqua ordinaria.

Lo stesso avverrebbe se si versasse il biossido di idrogeno sull'ossido di argento. Si ridurrebbe quegli a protossido, questo ad argento metallico con svolgimento della metà dell'ossigeno dell'uno, di tutto quello dell'altro.

La spiegazione del fatto curioso, che due corpi cioè saturi entrambi di ossigeno come il biossido di idrogeno e l'acido ipermanganico, l'ossido di argento, si riducono entrambi, è data dai moderni chimici nel modo seguente:

Ammettono essi che l'ossigeno dell'un corpo abbia una certa affinità per quello dell'altro, e che per conseguenza si svolgono onde combinarsi atomo ad atomo per costituire una molecola di libero ossigeno $\text{O}-\text{O}$, il quale potrebbe per conseguenza essere ritenuto come l'ossido di ossigeno, la molecola del quale occupa due volumi in cui si hanno due atomi omogenei legati insieme da chimica affinità, molecola che corrisponderebbe a quella dell'acqua,

colla differenza che a due atomi, a due volumi di idrogeno si sarebbe sostituito un volume, un atomo del biatomico, del bivalente ossigeno



2 volumi acqua



2 volumi ossigeno,

mentre l'acqua ossigenata ed il perossido di ossigeno, cioè l'ozono, a lor posta si corrisponderebbero.



1 molecola perossido d'idrogeno



1 molecola perossido d'ossigeno,

ed invero nell'ultimo si avrebbe pur sempre l'acqua ossigenata, in cui due atomi di idrogeno furono sostituiti da uno del biatomico ossigeno.

CAPITOLO VIII.

Combinazioni dell'ossigeno al cloro — Anidridi ed acidi del cloro — Ipocloriti, clorati e perclorati — Anidridi ed acidi del bromo e del jodo — Proprietà dei principali degli accennati composti.

Studiate le combinazioni dell'ossigeno coll'idrogeno, il protossido ed il biossido di idrogeno, l'ordine logico che ci proponemmo di tenere vuole che ci occupiamo adesso dei composti che forma associandosi al primo degli alogeni corpi, cioè al monatomico cloro,

taluni dei quali, se non liberi, hanno, combinati ai metalli, non lieve importanza nelle arti, nelle industrie; chè anzi uno fra questi ve ne ha che rende o può rendere altresì alla pubblica e privata igiene i più segnalati servizi.

Formano l'ossigeno ed il cloro, in diverse e multiple proporzioni combinati, cinque ben conosciuti composti che, allo stato di anidridi, possono essere rappresentati dalle formole:

Cl^2O		Anidride ipoclorosa
Cl^2O^2		» clorosa
Cl^2O^4 , perossido di cloro	. .	» ipoclorica
Cl^2O^5		» clorica
Cl^2O^7		» perclorica.

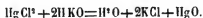
Se alle anidridi ipoclorosa, clorosa, clorica e perclorica, ad una molecola loro, avvenga che se ne ponga a contatto una di acqua, i costei elementi le si associeranno, e formeranno altrettanti acidi, in cui ad un atomo di cloro se ne sarà sostituito uno di idrogeno, corpi che si equivalgono, che hanno la stessa atomicità, che sono equivalenti:

$\text{Cl}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O} = (\text{HClO})^2$	. . .	Acido ipocloroso
$\text{Cl}^2\text{O}^2 + \text{H}^2\text{O} = (\text{HClO}_2)^2$	. . .	» cloroso
$\text{Cl}^2\text{O}^5 + \text{H}^2\text{O} = (\text{HClO}_3)^2$	. . .	» clorico
$\text{Cl}^2\text{O}^7 + \text{H}^2\text{O} = (\text{HClO}_4)^2$	. . .	» perclorico.

Di questi quattro composti ossigenati del cloro, le anidridi e gli acidi ipocloroso clorico e perclorico fisseranno soli la nostra attenzione. Cominciamo dall'anidride ipoclorosa, ed impariamo anzi tutto come si prepari, poi ne studieremo le importanti proprietà e le applicazioni che di quelle si fanno.

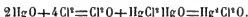
Parecchi sono i procedimenti per la preparazione di questa prima anidride del cloro.

Il più in uso è questo: chi versi in soluzione di sublimato corrosivo di bicloruro di mercurio una soluzione di idrato di potassio ottiene, precipitato, dell'ossido di mercurio dal giallo colore



Lavi diligentemente quest'ossido, lo secchi, lo scaldi a 300° , lo introduca in lungo tubo T (*Tav. V, Fig. 23*), che passi in fredda acqua e comunicli all'un capo con un apparecchio a svolgimento di cloro ben secco, A, B, C, all'altro con matraccino M immerso in miscuglio frigerifero. Svolga il cloro colla reazione del perossido di manganese e dell'acido cloridrico. Venuto questo a contatto coll'ossido mercurico, si sostituirà in ragione di due atomi ad uno di ossigeno, e trasformerà l'ossido in cloruro mercurico, poi si combinerà all'ossigeno stesso che ei pose in libertà, e formerà dell'anidride ipoclorosa $\text{Cl}^{\circ}\text{O}$, la quale si condenserà nel tubo ad U in un liquido dal color rosso sangue.

Avremo infatti la reazione:



Questo liquido ha le seguenti proprietà:

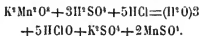
È uno dei più instabili corpi che si conoscano. La stessa luce infatti lo decompone in cloro ed in ossigeno, mentre ad una temperatura di 60° si dissociano istantaneamente gli elementi suoi con veemente e pericolosa esplosione, provocata spesso anche dalle più deboli vibrazioni delle pareti del recipiente nel quale è contenuto.

È questa la ragione per cui, oltre che l'alto prezzo a cui monterebbe, non ha l'anidride ipoclorosa usi di sorta.

Non così dell'acido, che la fusione di lei e degli elementi dell'acqua in due molecole può generare HClO , acido che può con parecchi procedimenti essere ottenuto.

Ne additeremo due soli.

Facciasi passare in soluzione calda A (*Tav. VIII, Fig. 34*), di permanganato di potassio, acidificata coll'acido solforico, dal gazo metro G dell'aria saturatasi di acido cloridrico nel pallone B, e si avrà la reazione rappresentata dall'equazione



Come si vede, degli 8 atomi di ossigeno costituenti il permanganato tre formano, coi sei atomi di idrogeno dell'acido solforico, tre molecole di acqua, gli altri cinque si confondono nelle cinque mo-

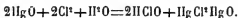
lecole di acido cloridrico per costituirne altrettante di acido ipocloroso, mentre dei sei atomi d'idrogeno dell'acido solforico, quattro sono sostituiti da due atomi del biatomico manganese, due dai due atomi del monatomico potassio che si avevano in una molecola di ipermanganato di potassio.

Distillando e ridistillando, se occorre, il prodotto di questa reazione, può aversi l'acido ipocloroso concentrato e puro.

Il secondo metodo per la preparazione dell'acido ipocloroso è dovuto all'illustre chimico francese Balard, e consiste nello introdurre in fiala di cloro dell'ossido di mercurio rosso in sospensione nell'acqua, e nello agitarlo vivamente fino a che il rosso colore dell'ossido sia intieramente scomparso, ed abbiassi al posto di lui un bianco precipitato. Si aggiunge allora nuovo ossido, e si ripete l'agitazione fino a che tutto il cloro sia scomparso dalla fiala.

L'acqua conterrà in soluzione l'acido ipocloroso, che potrà esserne separato colla distillazione.

Ed invero ossido di mercurio e cloro daranno la stessa reazione; ed eguali i risultamenti, di quella che già fu accennata parlando della preparazione dell'anidride. Unica differenza che questa formatasi appena, a contatto dell'acqua, in acido si sarà trasformata.



È l'acido ipocloroso un liquido leggermente colorito in giallo, di un sapore eminentemente caustico, solubile in tutte proporzioni nell'acqua alla quale partecipa le sue proprietà. Instabilissimo fra i corpi, vuol essere conservato fuori dell'influenza della luce, perchè, se concentrato, decomponesi anche a 0° in cloro ed ossigeno, o meglio in questo ed acido cloridrico. Applicato sulla pelle la disorganizza, e come il cloro distrugge le materie coloranti organiche tutte, nessuna eccettuata, chè anzi la sua potenza decolorante è tripla se si considera che egli agisce coll'ossigeno allo stato nascente, epperò più attivo, e col cloro contemporaneamente, togliendo alla materia colorante tre atomi di idrogeno per formarne dell'acido cloridrico e dell'acqua.

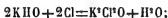
Avverrà per conseguenza altresì che come il cloro, e più efficacemente ancora del cloro, ei possa distrurre i miasmi, le putride

emanazioni, e costituire un mezzo prezioso di appurare una infetta atmosfera.

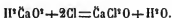
È agevole ad immaginarsi però che se all'imbianchimento delle fibre tessili, dei tessuti, delle paste per la carta, alla disinfezione dell'aria, e ad altri cosiffatti usi si avesse ad impiegare l'acido ipocloroso instabile tanto, preparato in piccole quantità coi procedimenti che vennero accennati, le applicazioni di lui sarebbero rimaste nel campo della scienza, nè avrebbero penetrato giammai nelle vaste officine.

Fortunatamente fu trovato il modo di solidificare, diremo così, cotesto acido, di legarlo in combinazione cogli ossidi metallici, e di trasportarlo così preparato in immense quantità, senza pericolo, alle più grandi distanze, per somministrarlo ad un prezzo relativamente minimo all'industria, alla igiene.

Se facciasi passare una corrente di cloro in una molto diluita e fredda soluzione di potassa, di soda, di latte di calce, ovvero di carbonati delle due prime basi, avviene la reazione:



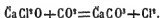
si ottiene in una parola dell'acqua, ed un composto di ipoclorito di potassio o di sodio e di cloruro, in ragione di una molecola dell'uno e di una molecola dell'altro, ovvero:



A questi composti si dà per convenzione il nome di cloruro di calce, di potassa, di soda. Essi godono le seguenti proprietà:

1° Posti a contatto con un acido, anche col debolissimo acido carbonico che vedremo contenuto immancabilmente nell'aria, sono decomposti e trasformati in carbonati, con svolgimento di tutto il cloro che essi contengono, e che, libero appena, eserciterà l'azione sua disinfettante e decolorante.

Così



2° Viceversa se al contatto di questi liquidi cloruri si ponga un corpo che possa appropriarsene l'ossigeno, l'acido loro ipocloroso

darà quello che il costituisce, ed ei ridurransi a due molecole di cloruro; e se avvenga inoltre che il composto ossigenato che si è formato sia instabile, egli darà l'ossigeno che ha preso pur dianzi per riprenderne del nuovo, e così fino a che più non rimanga una sola molecola di ipoclorito da decomporre.

Ciò appunto si notò avverarsi quando si pongano a contatto del cloruro di calce gli ossidi del cobalto, del rame, del nichelio.

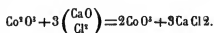
Danno questi dell'ossigeno allo stato nascente, il quale esercita indubitatamente azione decolorante altrettanto energica quanto quella del cloro, ed è probabile eserciti azione disinfettante non inferiore nemmeno.

Ed invero: si introducano contemporaneamente nello stesso volume della medesima soluzione di ipoclorito di calce due matasse di cotone, ma in una si aggiunga un sale di rame, nulla nell'altra.

Il cotone escirà dalla prima, in cui non agì sopra di lui che l'ossigeno, più bianco che dalla seconda.

Cogli ossidi cobaltico, ramico e col cloruro di calce noi abbiamo infatti le reazioni:

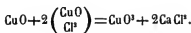
I.



II.



I.



II.



La preparazione dei cloruri liquidi impiegati fino dal 1789, sotto il nome di acqua di Javelle, a Javelle, piccolo villaggio presso Parigi, fu il primo passo verso uno dei più grandi rami della chimica

industria, la fabbricazione del cloruro di calce solido, pulverulento, indicata primamente dal Descroizilles di Rouen, intrapresa poco dopo dal Makintosh in Inghilterra, nel 1798, industria che prese poi ivi, in Francia ed altrove, un immenso sviluppo. A lei noi, che potremmo volendo impiantarla e farla prosperare, chiediamo pur sempre i cloruri disinfettanti e decoloranti per l'imbianchimento dei nostri tessuti, per le nostre cartiere.

Eppure nulla di più facile quanto la fabbricazione del cloruro di calce.

Basta per ciò si faccia arrivare su calce grassa spenta, idratata, e quindi pulverulenta, distesa su tavole bucherellate, in istrati dell'altezza di 10 a 15 cent., del cloro procedente dalla reazione dell'acido cloridrico e del manganese, materia prima che possiamo chiedere ed avere di ottima qualità dalla nostra Sardegna, per ottenere da 140 Kil. di calce spenta, 200 Kil. di cloruro di calce.

Due parole adesso degli acidi clorico e perclorico anidri ed idratati o in combinazione ai metalli che ne hanno sostituito l'idrogeno.

L'anidride clorica si suppone, ma non fu ottenuta peranco. Non così per l'acido. Se in molto concentrata e calda soluzione di potassa, di soda o dei carbonati loro noi facciamo passare una corrente di cloro, avremo:



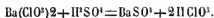
cioè una molecola di clorato di potassio KClO^3 , che, meno solubile delle cinque molecole di cloruro contemporaneamente formatosi, si deposerà, mentre rimarranno queste in soluzione.

Lo stesso avverrà se noi faremo passare in soluzione satura di barita il cloro.

Avremo:



Or bene, se al clorato di bario così ottenuto si aggiunga acido solforico, si otterranno, siccome prodotti della reazione, solfato di bario e libero acido clorico:



Liquido alle ordinarie temperature è l'acido clorico anch'egli instabilissimo, e facile a decomorsi, in acqua, acido perclorico, cloro ed ossigeno.

Ciò spiega il perchè decomponendo sott'acqua un clorato per mezzo dell'acido solforico noi possiamo mettere tanto ossigeno in libertà che si combini al fosforo mescolato al clorato, e lo accenda, e produca subacquee fiammelle (*Tav. IV, Fig. 19*); il perchè se tuffisi un fuscello di legno coperto di solfo ad un capo e di una pasta di clorato di potassio e gomma, nell'acido solforico, questo si accenda, onde i fiammeri che si adoperavano una quarantina d'anni fa, e che poi cedettero il luogo ai fosforici.

Non è però nemmeno egli allo stato di acido libero che si impieghi il clorico, sivvero in combinazione ai metalli, e principalmente allo stato di clorato di potassio, di bario, di stronzio.

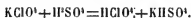
Ed invero noi ci servimmo del primo alla preparazione dell'ossigeno, siccome quello che, sottoposto a bastevolmente elevata temperatura, dimette tutto quello che il costituisce, e si riduce in cloruro.

Sorgenti per conseguenza di ossigeno, epperò corpi eminentemente ossidanti, hannosi nei clorati, i quali mescolati a polvere di licopodio, allo solfo, al solfuro di antimonio, allo zucchero detuonano, se percossi o confricati, violentemente, epperò i tentativi di impiegarli alla confezione delle polveri da guerra fino dai tempi del Berthollet, tentativi che non furono ripresi mai più per l'esiziale loro riuscita fin dal principio.

Ultimo degli ossigenati composti del cloro ci si presenta l'acido perclorico, HClO_4 .

Lo si ottiene mediante il perclorato di potassio e l'acido solforico.

Ed invero, posti i due corpi a contatto si ha:



È l'acido perclorico libero un molto stabile corpo, che può essere ottenuto cristallizzato.

Costituisce egli in soluzione nell'acqua un sensibile reagente della potassa, con cui forma un poco solubile precipitato di perclorato di potassio.

Identici per chimica costituzione allo ipocloroso ed al clorico, il bromo somministra anch'egli due acidi, l'ipobromoso ed il bromico, che sono perciò rappresentati dalle formole HBrO , HBrO^3 .

Il jodo dà alla sua volta l'anidride e l'acido iodico, I^2O^5 , HIO^3 , l'anidride periodica, I^2O^7 , e l'acido periodico, HIO^4 .

La combinazione dell'acido periodico al potassio, KIO^4 , che si ottiene facendo passare una corrente di cloro nel jodato di potassio, costituisce un sensibile reagente dei sali di sodio che sono da lui precipitati allo stato di periodato di sodio, poco solubile, od appena, nell'acqua.

Abbiamo passato adesso a rassegna le combinazioni dell'ossigeno coi monatomici metallodi con quella brevità che la natura di un corso elementare ci comandava.

Occupiamoci dei composti dello zolfo coi metallodi monatomici e coll'ossigeno.

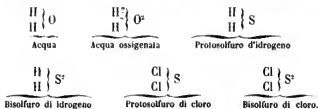
CAPITOLO IX.

Combinazioni dello zolfo coll'idrogeno, col cloro e coll'ossigeno — Protosolfuro di idrogeno — Origine del nativo — Preparazione dell'artefatto — Proprietà fisiche e chimiche — Bisolfuro di idrogeno — Protosolfuro e bisolfuro di cloro — Anidride solforosa — Anidride solforica — Acidi corrispondenti — Acido solfo-solforico.

Come l'ossigeno, lo zolfo, biatomico anch'esso, si combina ai monatomici metallodi, idrogeno e cloro, e forma coll'idrogeno due idrogenati composti aventi la stessa chimica costituzione del protossido e del biossido di idrogeno, dell'acqua ordinaria cioè e dell'acqua ossigenata, i quali han nome di proto e di bisolfuro di idrogeno, col cloro, due combinazioni identiche anch'esse al protossido ed al biossido di idrogeno, ma in cui uno o due atomi di ossigeno sono stati sostituiti da uno o due atomi di zolfo, l'idrogeno da altrettanti di cloro, i quali portano il nome di proto e di bisolfuro di cloro.

Questi quattro composti sono infatti rappresentati dalle formole

seguenti, alle quali facciamo precedere, onde più chiara emerga la identità di loro costituzione colle due corrispondenti combinazioni dell'ossigeno coll'idrogeno, quelle del proto e del biossido idrico:



Occupiamoci di questi quattro composti, trattando alquanto diffusamente del primo, dicendo brevemente degli altri, tanto cioè che basti perchè ei non ci rimangano incogniti affatto.

Il protosolfuro d'idrogeno, detto anche acido solfidrico, o più volgarmente idrogeno solforato, s'incontra già bell'e formato in natura nelle fumarole e nei gaz che erompono dai vulcani, nelle acque solfuree ed in altre, procedente dalla decomposizione di sostanze organiche e del gesso o solfato di calcio contemporaneamente.

Si produce altresì per la spontanea decomposizione delle sostanze organiche, quando queste contengono fra i principii loro costituenti lo zolfo.

Prepariamocelo, poi ne studieremo le fisiche e le chimiche proprietà.

In fiala A di Woulf (*Tav. VI, Fig. 24*), contenente solfuro di ferro FeS e dell'acqua, si versi, per mezzo del tubo di sicurezza T, dell'acido solforico, ed avverrà la reazione:



L'atomo del metallo ferro va egli a prendere il luogo dei due atomi di idrogeno nell'acido solforico, viceversa questi lo sostituiscono, si combinano all'atomo di zolfo, e formano del protosolfuro di idrogeno, dell'acido solfidrico, il quale, lavatosi in una seconda fiala B nell'acqua, viene per mezzo del tubo adduttore, onde è l'apparecchio munito, a raccorsi in campanelle sull'acqua satura di sal

marino, la quale, a differenza dell'acqua ordinaria che ne scioglie tre volte il suo volume, non ne ritiene che delle minime quantità, e franca dal raccorlo sul mercurio che lo decompone per appropriarsene lo solfo e trasformarsi in solfuro.

Si può altresì ottenere l'acido solfidrico mediante la reazione dell'acido cloridrico concentrato sul solfuro di antimonio Sb^3S^3 . Ed invero si ha:



Un altro procedimento per ottenere il protosolfuro d'idrogeno puro è consigliato dal Reinsch. Consiste questo nello scaldare in un pallone dello solfo e del sego.

È l'acido solfidrico corpo, alle ordinarie temperature e pressioni, gassoso, ma coercibile. Può essere infatti non solamente, sottoposto a conveniente pressione, liquidificato, ma sivero ancora, se già liquido, solidificato quando lo si immerga in miscuglio di anidride carbonica ed etere nel vuoto. Aeriforme, il proto carburo d'idrogeno è trasparente, incolore.

Distinguesi dagli altri corpi tutti pel suo forte, penetrante e fetidissimo odore, analogo a quello delle uova fradicie o cotte, che a lui devono appunto l'ingratissimo odore. La sua densità, se prendasi per punto di partenza quella dell'idrogeno, è ≈ 17 , paragonata a quella dell'aria $\approx 1,49$.

Concentrato, non può essere senza grave pericolo inspirato; mescolato, anche in piccole quantità, all'aria, cagiona non di rado disagio, accompagnato da nausea, da vertigini. Nella proporzione del 10 0/0 in una confinata atmosfera è esiziale agli animali di un ordine inferiore.

Indi il perchè il Girardin ed altri ne propongano l'uso a distrurre nei covi loro sotterranei gli animali all'agricoltura dannosi, e segnatamente quelle talpe di cui udiamo al contrario patrocinata da taluni la causa in questi ultimi tempi; indi le lipotimie, i deliqui ed i funesti accidenti dei quali furono e sono vittime talvolta i poveri braccianti condannati al faticoso mestiere di curar le fogne, quando vi penetrano imprudentemente, e si trovano in atmosfera contenente in considerevoli quantità l'acido solfidrico, ovvero il solfidrato di ammoniaca.

Sono proprietà chimiche del protosolfuro di idrogeno, il combinare, portato ad elevata temperatura, gli elementi suoi all'ossigeno dell'aria bruciando con fiamma azzurrigna, e trasformandosi in acqua ed anidride solforosa,



ovvero in questa, acido solforoso e solfo, se l'ossigeno gli giunga a contatto insufficiente al bisogno.

Questa combustione ha luogo, quantunque lentamente, anche alle ordinarie temperature, parzialmente almeno se l'acqua intervienga. Così una soluzione aquea di acido solfidrico che contenga dell'aria si va decomponendo, e dà altra acqua ancora e precipitato di solfo, ma non acido solforoso, per un'altra chimica reazione da accennarsi fra poco.

Se poi intervengano contemporaneamente l'umidità, e corpi porosi che condensino l'acido solfidrico, e lo presentino così condensato all'ossigeno dell'aria, in tal caso si formerà dell'acqua non solamente, ma per l'associazione dell'ossigeno allo solfo in quantità maggiore di 1/3 di quello che nell'anidride solforosa è contenuta, si formerà il più ossigenato composto dello solfo, cui si dà il nome di acido solforico.

Indi le alterazioni profonde dei pannilini che si usano negli stabilimenti di acque solfuree, quando non si curi di eliminarne con sufficientemente ripetute lavature l'acido solfidrico del quale si imbevvero, che, aiutato dalla porosità del tessuto, si trasformerà nel corrodente acido solforico.

Ciò che fa l'aria a contatto dell'acido solfidrico è naturale il facciano anch'essi i corpi che son ricchi di ossigeno, e possono per conseguenza somministrarlo all'uno o ad entrambi gli elementi suoi. Indi la facilità con cui questi corpi lo decompongono.

Così chi in palloncino di gaz acido solfidrico secco lasci cadere alcune gocce di acido azotico fumante lo vede infiammarsi, bruciare e trasformarsi in acqua, solfo ed acido solforoso, mentre l'azotico che avrà perduto 1/5 del suo ossigeno si sarà trasformato in perossido di azoto caratterizzato dai rutilanti, dai giallo-rossi vapori.

Avvi ancora di più; la stessa anidride solforosa SO^2 , corpo avido

egli stesso di ossigeno, posto a contatto coll'acido solfidrico, cede il suo ossigeno all'idrogeno di lui, agisce come corpo ossidante, e ne mette, con formazione d'acqua, lo solfo in libertà, che rimane mescolato al suo medesimo rimasto anch'egli isolato:



È prova di questa reazione un semplicissimo esperimento. Trasportisi sul mercurio una campanella di anidride solforosa, poi le si faccia passare dell'acido solforico a contatto; ed entrambi, se mescolati nella proporzione di due volumi di anidride solforosa, quattro di acido solfidrico, scompariranno della campanella, sulle pareti della quale sarannosi deposti solfo ed acqua.

Più energicamente ancora dell'aria e degli ossigenati composti, avidi di associarsene l'idrogeno, agiscono sull'acido solfidrico il cloro, il bromo ed il jodo.

Ed invero se reagiscano sull'acido solfidrico, anidri esso ed essi, se ne combineranno l'idrogeno e lo solfo contemporaneamente; se coll'intervento della acqua, ne metteranno lo solfo in libertà, come quando si versi in soluzione di acido solfidrico altra di cloro, di jodo, che si trasformeranno in acidi, cloridrico e jodidrico, onde il secondo non eserciterà per conseguenza reazione di sorta sull'amido, se non quando più non troverà acido solfidrico da decomporre, che gli ceda idrogeno ed abbandoni libero lo solfo che il costituisce. Allora, ma allora soltanto, il jodo si combinerà all'amido e formerà l'azzurro e caratteristico joduro di amido.

Indi il procedimento del Dupasquier per determinare la quantità di idrogeno solforato che in un'acqua può essere contenuto, indi i modi di distrurre col cloro, coll'acido solforoso, l'idrogeno solforato che si svolge dalla putrida fermentazione delle sostanze animali, da alcuni terreni, quello che contengono i vini provenienti da vigneti medicati collo solfo o coi solfuri.

È proprietà finalmente dell'idrogeno solforato quella di essere decomposto dalla maggior parte dei metalli e delle soluzioni loro saline che si appropriano lo solfo per formare dei solfuri metallici, ne pongono l'idrogeno in libertà o lo convertono in acqua.

Ciò spiega l'annerirsi dell'oro, dell'argento, del rame, di taluni

colori minerali, epperò dei quadri, nei luoghi in cui si trovano più o meno considerevoli quantità di acido solfidrico, e finalmente il perchè l'acido solfidrico gazofo o sciolto nell'acqua costituisca un prezioso reagente pei chimici a precipitare ed a separare dalle soluzioni loro saline non pochi metalli, a distinguerli gli uni dagli altri.

Così una lucente e pulita laminetta di argento esposta alle emanazioni dello acido solfidrico si annera, così versata in quella del rame solfato la soluzione dell'acido solfidrico, ne precipita il rame sotto forma di nero solfuro, precipita da quella del suo cloruro del giallo solfuro di cadmio, lo zinco dal solfato sotto forma di bianco solfuro, ed il manganese, ecc., se aggiungasi un po' di ammoniaca.

Passiamo al bisolfuro di idrogeno.

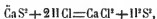
Corrispondente al perossido di idrogeno, rappresentato perciò dalla formola H^2S^2 , ed avente peso molecolare = 66, presenta comuni col biossido idrico non poche proprietà, e con analogo procedimento può inoltre essere preparato.

Ed invero lo si ottiene nel modo che segue:

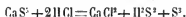
Si fanno bollire per un'ora all'incirca in un litro d'acqua, sostituendo man mano quella che si evapora, 200 grammi di calce spenta e 200 di solfo in fiori e si filtra. Si ha per tal modo una soluzione di pentasolfuro di calcio, di bisolfuro secondo alcuni.

Si fredda questa a 0° e si versa goccia a goccia in un eccesso di acido cloridrico diluito con due volte il suo volume di acqua, e freddo anch'egli. Si formerà con ciò del cloruro di calcio che rimane in soluzione, e del bisolfuro d'idrogeno, che precipita al fondo del recipiente in gocciollette di un liquido di color giallastro che può dall'altro venir separato per decantazione.

Si ha infatti la seguente reazione di contro alla quale è scritta, o meglio, ripetuta quella che dà il biossido di idrogeno:



ovvero:



È il bisolfuro di idrogeno, dotato di un odore ingrato ed irritante, un molto instabile corpo.

Si decompone infatti spontaneo, lentamente, alle ordinarie temperature, rapidissimamente a quella di 70° ad 80° in protosolfuro di idrogeno e solfo.

Indi il perchè, chiuso in tubo piegato ad U, possa servire ad ottenere il protosolfuro di idrogeno liquidificato, e lo solfo cristallizzato contemporaneamente.

Basta infatti, immersa la branca del tubo vuota in miscuglio frigorifero, portare lentamente e mantenere l'altra parte contenente il bisolfuro alla temperatura di 30°, perchè egli, decomposti, svolga in copia il protosolfuro che, esercitando sopra sè stesso una pressione di 17 atmosfere, si liquidifica lasciando la metà dello solfo che il costituiva in cristalli, i quali si possono anche ottenere molto netti e distinti sciogliendo il bisolfuro nell'etere, poi abbandonando la soluzione a sè stessa a lenta evaporazione.

Delle combinazioni dello solfo al cloro, che sono il proto e il bisolfuro di cloro Cl^2S , Cl^3S , e che hanno per conseguenza, come lo accennano abbastanza le formole loro, la stessa costituzione del proto e del bisolfuro di idrogeno, il solo che a noi importi il conoscere è il bisolfuro, il quale, lasciategli un eccesso di solfo, sciogliesi nella benzina bruta, e si fa servire alla vulcanizzazione, o solforazione del caoutchouc, ramo di chimica-industria che acquista più e più sempre una maggiore e più estesa importanza.

Il signor Parques immaginò un procedimento di vulcanizzazione a freddo, il quale consiste nello immergere le lamine o i sottili tubi di caoutchouc in un miscuglio di 100 di solfuro di carbonio e 2,5 di cloruro di solfo.

Si prepara questo facendo venire a contatto collo solfo liquidificato del cloro secco, e raccogliendo in palloncino freddato i prodotti che distillano. Si ha così un liquido giallo rossigno, di un ingrato odore, che bolle ai 138°, contiene dello solfo in eccesso e vuol essere conservato in fiale a tappo smerigliato.

Ossigeno e solfo non si combinano solamente coi monatomici metalloidi, ma si associano altresì fra di loro e formano una serie di composti, tre dei quali hanno applicazioni quanto numerose altrettanto importanti.

È parte pertanto principalissima della storia dei due corpi quella di cotesti composti, cui danno le origini fra loro associandosi.

I tre composti di solfo e di ossigeno che a noi importa studiare sono l'anidride solforosa, la solforica, e l'acido solfo-solforico, detto anche volgarmente acido iposolforoso.

Inutile il soggiungere come le due anidridi solforosa e solforica, rappresentate dalle formole SO^2 e SO^3 , associandosi gli elementi di una molecola di acqua, si trasformino nei due composti che hanno nome di acido solforoso e solforico:



È l'anidride solforosa, della quale la formola con cui la rappresentammo or ora accenna la composizione ed il peso molecolare ad un tempo $=64$, uno dei composti che, senza avvedercene, noi ci prepariamo decine e decine di volte nel giorno, a sera o durante la notte, ogni qualvolta acceso un fiammifero fosforico bruciamo la piccola quantità di solfo al quale la pasta di fosforo confricata apprese il fuoco.

Questo solfo si combina all'ossigeno della circostante aria atmosferica $\text{S} + \text{O}^2$, e si trasforma in anidride solforosa che ci avverte della sua presenza coll'odore pungente ed ingrato, collo irritare vivamente gli organi della respirazione, onde la tosse con cui cerchiamo di sbarazzarci dell'ospite molesto, il quale, se penetrasse in più considerevole quantità nei polmoni e nei bronchi, cagionerebbe una dolorosa oppressione, e finirebbe di produrre ben presto l'asfissia e la morte.....

Questo semplice esperimento, che, inconsci, abbiamo le tante volte ripetuto, e chi più chi meno non ci stanchiamo di ripetere, ha da persuaderci come l'anidride solforosa abbia a trovarsi già bell'e formata in natura in tutti quei luoghi e nelle circostanze tutte in cui solfo ed aria, che val quanto dire solfo ed ossigeno, vengano, a temperatura sufficientemente elevata, fra di loro a contatto.

Indi le grandi quantità di solforosa anidride che durante e dopo le eruzioni inquinano l'aria in vicinanza degli ignivomi vulcani,

indi la sterilità delle circostanti terre, e la dimora in cotesti luoghi tanto pericolosa.

Preparasi l'anidride solforosa nei laboratori dei chimici con parecchi procedimenti, fra cui precipui i seguenti (*Tav. VIII, Fig. 35*):

In palloncino A di vetro locato in bagno di sabbia su fornello, munito di tubo di sicurezza T e di altro abduttore T', si introducono mercurio ed acido solforico concentrato nelle proporzioni approssimativamente di 400 del primo e 200 del secondo, ovvero rame 127,0 e 200 di acido, e si scalda.

Avviene la reazione :

I.



II.



Ovvero :

I.



II.



L'anidride che svolgesi passa in provino P immerso nel ghiaccio, e vi deponc in parte l'acqua ed i vapori acidi, poi, seccatasi attraversando una colonna di anidro cloruro di calcio C, a raccorsi in campanelle sul mercurio.

Col primo di questi procedimenti può essere preparata appunto l'anidride solforosa da raccogliersi in campanelle sul mercurio, od in fiale per ispostamento, o finalmente in tubi liquidificata, facile ad ottenersi facendo arrivare l'anidride che emerge dalla reazione dell'acido solforico e del mercurio in questi immersi in un miscuglio frigerifero, e terminata la operazione chiudendoli ermeticamente alla lampada.

Sono proprietà fisiche dell'anidride solforosa le seguenti :

Gazosa alle ordinarie temperature e pressioni, ha densità paragonata a quella dell'aria = 2,247, a quella dello idrogeno = 32. Ed invero sotto il volume di un litro pesa 2^{gr},285.

Il suo odore è caratteristico, agro il sapore. Solubilissima nell'acqua, cioè in ragione di 68 volte il volume di lei a 0°, di 43 a 15°; non può essere per conseguenza raccolta su questa. Volendola ottenere in soluzione per servirsene di reagente, si impiega un apparecchio analogo a quello per la preparazione dell'acido cloridrico, ed acqua privata prima, colla ebullizione, dell'aria.

Sottoposta alla pressione di 3 atmosfere, ovvero alla bassa temperatura di 17°, passa dallo stato aeriforme a quello di liquido trasparente, incolore, mobilissimo, che entra in ebullizione a — 10°, ed intieramente si volatilizza pigliando a sè stesso ed ai corpi con cui si trovi a contatto il calorico necessario a questo suo ritorno allo stato gassoso, e producendo perciò abbassamento di temperatura capace di solidificare il mercurio che riman liquido a — 40°.

Così chi in arroventata capsuletta di platino versi dell'acqua contemporaneamente e della anidride solforosa liquida, otterrà dei ghiaccioli, tanta è la quantità di calorico che nel tornare allo stato aeriforme assorbi l'anidride, e tolse al platino, all'acqua.

Fra le chimiche proprietà dell'anidride solforosa meritano speciale menzione :

1° La sua incombustibilità. Esposta anche alle più elevate temperature rimane tal quale.

2° La sua incapacità ad alimentare la combustione, e per conseguenza il modo di questa cui diamo il nome di respirazione. Ed invero immerso in lei un corpo infiammato si estingue immediatamente, onde l'applicazione di lei ad estinguere gl'incendi, che vengono prontamente domi, massimamente se la si impieghi sul principio, quando cioè il fuoco non abbia acquistato ancora una grande violenza, ed intanto che la si svolge dallo solfo che brucia si impedisca ogni accesso a nuova aria nella canna del camino al quale il fuoco si apprese.

3° Posta a contatto l'anidride solforosa, col concorso dell'acqua, colle materie organiche coloranti, le imbianca, se non tutte, la massima parte. Indi l'uso nell'industria dell'acido solforoso, delle sue soluzioni nell'acqua, o di quello che possono somministrare,

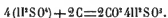
decomponendosi le sue combinazioni, i solfiti di sodio, di calcio, all'imbianchimento delle penne, della colla di pesce, della paglia, della lana, della seta che, alterate dal cloro, resistono molto bene all'azione dell'acido solforoso. Gli è così che vengono dall'acido solforoso prontamente imbiancati, ma punto ingialliti, come dal cloro, i fiori di viole che vi si immergano.

Come è da supporre però, l'industria non impiegherà già l'acido solforoso preparato col mercurio o col rame. Ad averlo ricorre essa a due meno costosi procedimenti.

Consiste l'uno nel bruciare nelle camere stesse in cui l'imbiancamento delle sostanze organiche si fa dello solfo, ovvero nel far giungere l'anidride solforosa che dalla costui combustione si svolge a contatto con l'acqua nella quale si scioglie, ovvero finalmente in soluzioni di soda, di calce, che associandosi all'acido solforoso formano dei solfiti da cui l'acido solforoso si svolge poi sostituito da un acido di lui più potente, come quando ad es. in soluzione di solfito di calcio si versa un po' di acido cloridrico, e che l'acido solforoso posto in libertà esercita la sua azione decolorante.

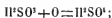
L'altro industriale procedimento per la preparazione dell'acido solforoso è fondato sulla riduzione dell'acido solforico col carbonio.

Si introduce perciò un eccesso di carbone di legno in frammenti in un capace pallone a contatto coll'acido solforico e scaldasi, onde la reazione :

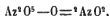


4° Caratterizza finalmente l'acido solforoso la proprietà che egli ha di operare ora come corpo riducente, appropriandosi l'ossigeno dei corpi che glielo possono somministrare, ora come ossidante cedendo il suo ad altri corpi che possono ridurre lui stesso.

Indi il perchè l'anidride solforosa fatta passare, mescolata all'ossigeno, su spugna di platino, portata al calor rosso scuro, si combini un altro atomo di ossigeno e si trasformi in anidride solforica, SO^3 ; il perchè abbandonata a sè stessa un'acqua soluzione di acido solforoso contenente dell'aria si combini l'ossigeno di questa, così che dopo alcun tempo il liquido contenga dell'acido solforico,



il perchè, se facciasi gorgogliare in palloncino contenente dell'acido azotico dell'anidride solforosa, si veda riempirsi di giallo-rossi, di rutilanti vapori, dovuti a che l'acido azotico, perduto un atomo dei cinque di ossigeno ond'è costituito, si è ridotto a perossido di azoto,



ossigeno, che l'anidride solforosa si è associato per convertirsi in solforica, la quale può essere precipitata dal nitrato di bario, e formare per doppia decomposizione del solfato baritico.

Indi ancora la ragione per cui l'acido solforoso sciolto nell'acqua, e che non precipita punto o pochissimo i sali baritici, il faccia, trasformatosi immediatamente in solforico, appena che si versi nel liquido un poco di acqua clorata che metta in libertà l'ossigeno dell'acqua medesima, aspettato, impazientemente desiderato, diremmo così, dall'acido solforoso che lo afferra subito e se lo combina.

Abbiassi un'azzurra soluzione di solfato di rame, due molecole del quale possono essere rappresentate dalla formola $2(\text{CuSO}^4)$.

Indi la potassa precipita sostituendosi a lui dell'ossido ramico, azzurro, idratato, nero, se scaldando, si disidrata.

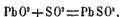
Si versi nella soluzione una sufficiente quantità di acido solforoso, si scaldi, ed aggiungasi nuovamente della potassa.

Ottienesi un precipitato giallo, che fatto bollire piglia un color rosso scarlatto.

L'acido solforoso ha preso al solfato ramico dell'ossigeno, e l'ha ridotto in solfato di ossidulo di rame.



Non altrimenti versando sull'ossido superiore di piombo PbO^2 dal colore della pulce, onde il nome di ossido pulcico, dell'acido solforoso avremo la reazione:

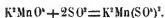


otterremo del bianco solfato di piombo.

Lo stesso fenomeno di riduzione avviene se in magnificamente violacea soluzione di permanganato, od in quella verde smeraldo

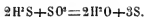
di manganato di potassio si versi acido solforoso. Le due soluzioni si decolorano immediatamente entrambe, trasformate in soluzioni di solfato doppio di potassio e di manganese che non hanno colore, o rosco appena.

L'acido solforoso per trasformarsi in solforico ha tolto agli acidi manganico e permanganico tanto ossigeno da ridurli a protossido di manganese :



Men numerosi di quelli di cui recammo finora gli esempi nei quali opera da corpo riducente, diossigenante, sono i casi in cui l'acido solforoso funziona da ossidante, somministrando cioè l'ossigeno che il costituisce a taluni altri.

Ei non mancano tuttavia. Esempio di questa categoria ci venne somministrato dall'acido solfidrico che posto a contatto coll'acido solforoso lo decompone, e ne è decomposto, onde la formazione di acqua, e libero lo solfo di entrambi :

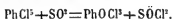


Le proprietà dell'anidride e dell'acido solforoso che esponemmo ci danno la spiegazione del come egli, sia che si approprii una porzione dell'ossigeno loro, o forni, come taluni opinano, con questi dei peculiari composti, ovvero, come lo asseriva il Schœnbein, appropriandosi l'ossigeno dell'aria svolga nell'atto della combinazione elettricità capace di ozonizzarne un'altra porzione, valga a modificare profondamente le materie organiche colorate, ad imbiancarle; ei illuminano sull'impiego dell'acido solforoso a risanare i luoghi in cui si accolsero i putridi miasmi, i lazzeretti, gli ospedali, la cala delle navi, a disinfettare le vesti, le coltri, i letti degli appestati, dei colerosi.

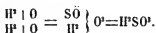
L'acido solforoso può essere in due modi disinfettante, cioè od operando come corpo ossidante sulle idrogenate combinazioni cui venga a contatto, o come riducente, cioè corpo che si appropria in parte l'ossigeno dell'aria, quello dei microscopici organismi costituenti le spore delle crittogame, i germi che suscitano le fermentazioni, ed o li disorganizza, o togliendo loro le condizioni allo

sviluppo normale indispensabili, li rende inerti e come non fossero. Ed invero non è che a tal patto per certo che giova l'acido solforoso prodotto nelle botti a prevenire la seconda fermentazione dei vini, ad impedirne le alterazioni, la acetificazione.

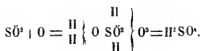
Posta l'anidride solforosa a contatto col percloruro di fosforo PhCl^3 , si trasforma in un peculiare composto rappresentato dalla formola SOCl^2 mediante la reazione:



I moderni chimici perciò considerano l'anidride solforosa come l'ossido di un peculiare radicale biatomico, cioè di un composto rappresentante la parte di semplice corpo bivalente, cui danno il nome di tionile, $(\text{S}\ddot{\text{O}})\text{O}$, ritenendo l'acido solforoso anidro corrispondere ad una molecola d'acqua in cui il tionile $\text{S}\ddot{\text{O}}$ tiene il luogo di due atomi di idrogeno, l'idratato, ossia l'acido solforoso corrispondente a due molecole d'acqua in cui il tionile bivalente avrebbe sostituito due atomi di idrogeno:



Altri, avuto riguardo al come l'anidride solforosa agevolmente si combini un altro atomo di ossigeno per costituire l'anidride solforica, ammettono la esistenza in questa di una radicale SO^2 , e danno all'anidride solforosa il nome di solfurile, del quale l'anidride solforica corrispondente ad una molecola d'acqua in cui $\text{S}\ddot{\text{O}}^2$ avrebbe preso il posto di due atomi di idrogeno, sarebbe l'ossido, l'acido solforico costituirebbe l'idrato, e corrisponderebbe a due molecole d'acqua in cui il solfurile $\text{S}\ddot{\text{O}}^2$ si sarebbe sostituito a due atomi di idrogeno:

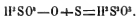


È facile adesso immaginare un altro importantissimo uso dell'a-

nidride solforosa, la sua applicazione cioè alla produzione della solforica, epperò del commerciale acido solforico corrispondente, la consumazione del quale può quasi prendersi a misura dello incivilimento di un popolo, se è vero che il progresso nelle industrie sia uno dei precipui suoi elementi.

Del come si ottenga la trasformazione del solfurile in ossido, e di questo in idrato, cioè in acido solforico, diremo fra poco, dopo avere soggiunto un breve cenno sull'acido tiosolforico, detto iposolforoso, che allo stato di combinazione col sodio principalmente ha nella fotografia quotidiane le applicazioni, siccome quello che serve a sciogliere, come lo vedremo, il cloruro, il bromuro ed il joduro di argento, a fissare le immagini.

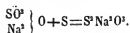
Quest'acido può essere considerato come una molecola di solforico in cui ad un atomo di ossigeno siasene sostituito uno di solfo:



Lo si ottiene combinato ai metalli che sostituiscono i suoi due atomi di idrogeno col seguente procedimento:

Si fa passare su cristalli di carbonato di sodio dell'acido solforoso. Questo più potente del carbonico lo sostituirà costringendolo a svolgersi e lo trasformerà in solfito di sodio $\left. \begin{matrix} \text{SO}^2 \\ \text{Na}^2 \end{matrix} \right\} \text{O}.$

Facciasi bollire quest'ultimo con fiori di solfo, e lo si trasformerà in iposolfito di sodio, in grazia della reazione:



Filtrato, convenientemente evaporato, l'iposolfito di sodio si deporrà cristallizzato, e noi potremo servircene, oltre che nella fotografia, ad iniettare e conservare i cadaveri, o finalmente, come consta da esperimenti, ad impedire nell'estate una seconda fermentazione nei vini, epperò la loro acetificazione, bastando sciolverlo nella proporzione di 4 a 5 gr. per ettolitro.

Un nuovo atomo di ossigeno che si combini al solfurile, all'anidride solforosa forma l'ossido di solfurile, l'anidride solforica SO^3 .

È questa un corpo solido alle ordinarie temperature, bianchissimo, avente le apparenze di una massa di filamenti di soffice amianto, avido oltre modo dell'acqua, alla quale si combina con svolgimento considerevole di calorico per trasformarsi in acido solforico, idrato di solfurile H^2SO^4 .

Ottiensi l'anidride solforica facendo passare su spugna di platino portata alla temperatura del calor rosso scuro un miscuglio di anidride solforosa e di ossigeno, ricevendo in matraccino immerso in miscuglio frigorifero il prodotto della reazione, poi sottraendolo alle umidità dell'aria, chiudendolo ermeticamente alla lampada.

Se tolga l'uso di lei nelle scientifiche indagini, ovvero ad asciugare taluni gaz, l'anidride solforica non presenta per le arti e le industrie importanza di sorta.

Non così l'idrato di solfurile, la sua combinazione con una molecola d'acqua, l'acido solforico.

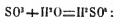
Si preparava anticamente l'acido solforico in piccole quantità mediante la decomposizione col calorico del vetriolo verde, o solfato di ferro.

Oggi la sola Inghilterra ne produce oltre a 100 tonnellate annualmente, in vasti apparecchi che han nome di camere di piombo, trasformando ivi il solfurile in idrato.

Impariamo anzi tutto le chimiche reazioni per cui il solfurile può in acido solforico venir trasformato; descriveremo quindi gli apparecchi che a questo fine si impiegano.

Anidride solforosa ed acido azotico che vengano a contatto si trasformano in perossido di azoto ed anidride solforica, la quale, se a sua posta incontri dell'acqua, si converte in acido solforico.

Si ha infatti:



ovvero considerando l'acido azotico idratato



Due molecole pertanto di acido azotico ne trasformerebbero una

di anidride solforosa in acido solforico, passando elleno stesse allo stato di perossido di azoto.

Se però la reazione qui si arrestasse, non sarebbe questo un procedimento col quale si potesse ottenere nè economicamente, nè in sufficiente quantità l'acido solforico, e tornerebbe certo a conto il preferirgli l'antico.

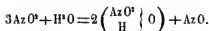
Non così dove l'acqua e l'aria intervengano.

In tal caso infatti ha luogo un'altra chimica importantissima reazione.

Il perossido di azoto si sdoppia in acido azotico capace di reagire sopra un'altra molecola di anidride solforosa, ed in deutossido di azoto, il quale, a contatto dell'aria, se ne combinerà l'ossigeno e si trasformerà nuovamente in perossido di azoto.

Avverrà per conseguenza che le due molecole di acido azotico potranno, teoricamente parlando, indefinitamente servire, e diremmo eternamente, se non si avessero man mano delle piccole ed inevitabili perdite dei corpi che reagiscono; avverrà insomma che nella pratica la spesa per l'acido azotico si trovi a minimi termini circoscritta, mediante le reazioni rappresentate dalle equazioni:

I.



II.



Riepilogando pertanto: 1° L'acido solforoso e l'azotico reagendo l'uno sull'altro cambiansi, in acido solforico il primo, in perossido di azoto il secondo.

2° Il perossido di azoto rigenera a contatto dell'acqua l'acido azotico, e dà il deutossido di azoto.

3° Il deutossido di azoto finalmente associasi l'ossigeno dell'aria, e torna perossido di azoto capace di essere sdoppiato dall'acqua, e così di seguito.

Con un molto semplice apparecchio si possono vedere a compiersi tutte queste reazioni.

Abbiasi infatti un pallone (*Tav. VI, Fig. 27*) A contenente al fondo un poco di acqua, chiuso da un tappo attraverso al quale passino quattro tubi che penetrino fin nel suo centro, e possano portarvi, l'uno B il deutossido di azoto che si svolge dall'apparato C in cui reagiscono rame ed acido azotico, l'altro D l'acido solforoso derivante dalla reazione del rame e dell'acido solforico, ovvero dalla decomposizione del solfito di sodio coll'acido solforico; il terzo E l'aria atmosferica; il quarto finalmente F provveda all'uscita del vapore acqueo che sovrabbondi, e che può venire prodotto scaldando con lampadina a spirito l'acqua occupante il fondo del pallone.

Si osserverà che il deutossido incolore, incontrata appena l'aria che nel pallone è contenuta, si converte in giallo-rossi, rutilanti vapori di perossido di azoto.

Scaldisi l'acqua; interverrà il vapore acqueo, ed avrannosi, acido azotico, e deutossido di azoto nuovamente incolori.

Si metta finalmente in scena l'acido solforoso, e ricomparirà il perossido di azoto intanto che si formerà acido solforico che si scioglierà, e di cui sarà facile, coi sali del bario, riconoscere la presenza nell'acqua.

E tutte queste reazioni si potranno a piacimento ripetere senza che i risultamenti loro diversifichino menomamente, semprechè non si dimentichi di far concorrere l'acqua e l'aria.

Ed invero, in mancanza della prima, l'acido solforoso decomporrebbe il perossido di azoto, lo trasformerebbe in acido azotoso e costituirebbe con esso lui un composto cristallino con perdita di una parte dell'acido azotico impiegato, come allora appunto che si lasci mancare il vapore acqueo necessario, come avviene quando in fiala piena di perossido di azoto si versi acido solforoso sciolto in pochissima acqua; le pareti della fiala sono immediatamente tappezzate di cristalli del peculiare composto cristallino più sopra accennato.

Ora che ci son cognite le reazioni che a lei presiedono, intendremo agevolmente la fabbricazione dell'acido solforico commerciale nelle grandi camere di piombo.

Ecco la figura di uno degli apparecchi a questo fine impiegati (*Tav. IX, Fig. 36*):

Egli è l'esatta applicazione del microscopico descritto pur dianzi.

Consta infatti di due focolari nei quali è bruciato lo zolfo e in acido solforoso trasformato, ovvero di due forni in cui lo zolfo contenuto nelle pirite di ferro è bruciato anch'egli. .

La combustione dello zolfo somministra il calorico necessario a due generatori che sui focolari stessi riposano, e che distribuiscono nelle diverse parti dello apparecchio il vapore.

Il tubo che dalla volta di ognuno dei focolari si parte e che ad un altro più ampio si innesta raccoglie l'acido solforoso, e lo porta, mescolato ad un eccesso di aria, in una prima camera di piombo detta piccolo tamburo, tamburo in testa.

Ivi, sopra una serie di tavolette di piombo inclinate, continuo ed acconciamente regolato cade un getto di acido solforico pregno di prodotti nitrosi, contenuto nel recipiente locato al di sopra della piccola camera, e dopo essere caduto dall'una all'altra delle tavolette si raccoglie al fondo della camera stessa.

È facile intendere come nel piccolo tamburo si iniziino le reazioni che già ci son cognite, ed una parte del solforoso in solforico acido si converta.

Un getto di vapore frattanto prorompente da un piccol tubo nella direzione stessa dei gaz che dal focolare derivano favorisce la reazione, e conferisce al tiraggio dei forni.

Da questa prima il miscuglio gazofo di acido solforoso, azotico ed aria atmosferica passa nella seconda camera o secondo tamburo in testa di 100^m di capacità approssimativamente, e vi arriva ad un tempo, passando nel largo tubo di comunicazione, da forte pressione sospinto, un altro getto di vapore acqueo.

Ha questa camera il nome di denitrificatore. Ivi infatti per la più abbondante ed intima mescolanza dei corpi, per la maggior copia di vapore, e per le masse di acido solforoso più considerevoli avviene la produzione dell'acido solforico che piove, e si aduna sul pavimento della camera.

A queste due prime tien dietro una terza camera di eguale capacità della seconda, in cui sboccano da un largo condotto i gaz mes-

colati per venirvi a contatto coll'acido azotico, il quale da due o tre recipienti esternamente locati cadendo in continuo e sottile filetto su due castelli di gres, presenta una vasta superficie, epperò numerosi punti di contatto all'acido solforoso ed al vapore. Avviene pertanto che l'acido solforico prodottosi contenga un grande eccesso di acido azotico, del quale perciò si manda, per mezzo di apposito tubo, a spogliare nella seconda camera, o denitrificatore.

Sussegue la parte dell'apparecchio più importante, quella in cui in tutta la loro potenza fervono le chimiche reazioni, s'intrecciano e compionsi, in cui la massima parte dell'acido solforico si produce, e viene a raccogliersi dalle altre camere.

È questa la camera massima della capacità di 4000^{mc}.

Acido solforoso, aria atmosferica, deutossido di azoto, perossido, vapori di acido solforico già prodotto, da tre, da quattro potenti getti di vapore son quivi vorticosamente agitati, rimescolati e, sotto la influenza di una temperatura che di molto supera l'ordinaria, costretti a reagire gli uni sugli altri.

L'acido solforico si forma abbondante, e piove sul pavimento della camera.

Qui gli antichi apparecchi finivano con jattura di quella porzione di acido solforico che allo stato di vapore i residui gaz seco asportavano, con perdita di quei vapori nitrosi che sono una delle passività della fabbricazione, e che raccolti ed utilizzati potevano attuare una economia.

Indi l'aggiunta ai moderni apparecchi di una o di due altre piccole camere o *lamburi in coda* di 10^{mc} di capacità, e finalmente di un ultimo recipiente di piombo, in cui i gaz sfuggiti alla reazione sono costretti ad attraversare una colonna di coake bagnata da un filetto di acido solforico a 50° o 52°, che si impadronisce dei prodotti nitrosi e seco li trascina in altro inferiormente collocato, da cui la pressione del vapore lo manda nel vaso sovrapposto alla prima piccola camera nella quale fluisce.

Se l'operazione è ben condotta, 400 Kil. di solfo danno 300 Kil. di acido solforico che viene concentrato, privo cioè dell'acqua in eccesso col riscaldamento, prima in caldaie di piombo, poi colla distillazione in lambicco di platino, ovvero in grandi storte di vetro

a forti e resistenti pareti coperte al fondo ed esternamente di un intonaco di argilla impastata coll'albumine d'uovo.

Conchiuderemo questo capitolo con alcuni brevi cenni sulle fisiche e sulle chimiche proprietà dell'acido solforico.

È l'acido solforico puro un liquido incolore, di aspetto oleoso, dotato di una densità $\approx 1,842$.

Segna egli 66° al peso acidi di Beaumé, ed entra in ebullizione a 325° per convertirsi in bianchi e densi vapori.

Le chimiche proprietà dell'acido solforico consistono principalmente :

1° Nella sua grande affinità per l'acqua alla quale si combina molto avidamente, onde sviluppo di calorico, e lo impiego di lui a seccare l'aria ed i gaz.

Così è che se ad una piccola quantità di acido solforico in crogiuolletto di platino, si mescoli $\frac{1}{4}$ del suo peso di acqua, il calorico che si svolge nell'atto della chimica reazione è tale che nessuno potrebbe reggere nella mano il crogiuolletto.

Indi il perchè non torni senza pericolo il mescolare a considerevoli quantità di quest'acido l'acqua; ma volendolo ottenere diluito convenga al contrario versarlo a poco a poco nell'acqua in eccesso.

Havvi ancora di più.

Tanto è l'acido solforico avido dell'acqua, che determina i corpi coi quali sia posto a contatto, e che possano coll'ossigeno e coll'idrogeno loro formarne, a somministrargliela.

Ciò spiega il perchè un pezzo di legno, di zucchero che non contengono punto l'acqua, ma gli elementi suoi al carbonio associati, a contatto coll'acido solforico si carbonizzano, vale a dire, formata dell'acqua, lascino libero ed isolato il carbonio.

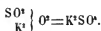
2° Sottoposto l'acido solforico all'azione del calorico, si risolve in acido solforoso ed ossigeno.

Lo prova un semplice esperimento :

Passi nel tubo T incandescente (*Tav. VII, Fig. 29*) su frammenti di pietra pomice l'acido solforico derivante dal solfato di ferro anidro, nella posterior parte del tubo racchiuso e scaldato, e si avrà dell'acido solforoso che viene assorbito dalla soluzione di idrato di potassio F, dell'ossigeno che raccogliesi in campanelle sull'acqua.

È l'acido solforico un acido libasico, in altre parole i due atomi di idrogeno che contiene $\begin{matrix} \text{SO}^2 \\ \text{H}^1 \end{matrix} \left\{ \text{O}^2 \right.$ non possono essere eliminati che da due atomi di un metallo monatomico, o da un atomo di metallo biatomico.

Il solfato di potassio e di piombo ne offrono gli esempi :



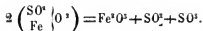
È l'acido solforico uno dei corpi più facilmente riconoscibili. Basta infatti versare in una soluzione in cui sia contenuto, anche in minima quantità, un sale di bario, nitrato, cloruro, perchè l'acido solforico venga precipitato sotto forma di una bianca e pesante polvere insolubile nell'acqua, e negli acidi stessi, la quale altro non è che solfato di bario che, biatomico, ha sostituiti i due atomi di idrogeno dell'acido solforico.

Oltre all'acido solforico monidrato che circola nel commercio, e che raramente va scevro di arsenicali composti, onde la necessità di appurarlo quando abbia a servire agli usi della scienza, di talune arti, e della medicina principalmente, si ha un altro acido ancora detto *fumante* o di *Nordhausen* dal luogo in cui si fabbricò prima-mente, e dai moderni chimici *acido bisolforico*.

Può questo essere considerato come una combinazione di acido solforico monidrato, e di anidride solforica, epperò rappresentato :



Ad ottenere quest'acido si impiega il solfato di ferro privato prima col riscaldamento di tutta o della massima parte dell'acqua, e si ha :



Calcinato infatti il solfato in istorte di gres, abbandona dell'acido

solforico anidro, dell'acido solforoso e dell'acqua, e lascia per residuo dell'ossido ferrico, del colcotar, detto anche altrimenti rosso d'Inghilterra.

Ora che abbiamo terminato lo studio dell'ossigeno, dello solfo e dei precipui loro composti, intraprenderemo quello della famiglia dei triatomici metalloidi, incominciando dall'azoto.

CAPITOLO X.

Metalloidi triatomici — Azoto — Fosforo — Arsenico — Antimonio —
Bismuto — Loro stato in natura e proprietà.

Primo fra i trivalenti metalloidi ci si presenta l'azoto, che deve il nome che porta, o quello di nitrogeno con cui venne designato altresì, alla proprietà di essere inetto ad alimentare la respirazione, e per conseguenza la vita degli animali, ovvero all'essere principio costituente dell'acido nitrico e dei nitrati. Rappresentato indifferentemente dal simbolo Az o N, ha peso atomico ed equivalente che si confondono = 14.

Trovasi egli immensamente abbondante in natura. Noi lo incontriamo infatti libero, nella proporzione in volume del 79 p. 0/0 circa nell'aria atmosferica; in combinazione coll'idrogeno nell'ammoniaca, collo idrogeno e coll'ossigeno nell'acido azotico, coi metalli e coll'ossigeno negli azotati e negli azotiti, e finalmente col carbonio nel cianogeno, coll'idrogeno e coll'ossigeno in una moltitudine di prodotti naturali del vegetale e dell'animale organismo, ed in un gran numero di artefatti composti.

Le naturali e le artificiali alcaloidi, come ad. es. la chinina, la stricnina, la anilina, la maggior parte delle materie organiche coloranti, l'albumina, la caseina, il glutine, la gelatina, sono altrettanti esempi di composti azotati.

È l'azoto un corpo gassoso, permanente, inodoro, insipido ed incolore che, alla normale pressione, ed alla temperatura 0°, pesa sotto il volume di 1 litro 1gr,2568.

Le sue chimiche proprietà sono piuttosto negative che positive.

Ed invero non è l'azoto né combustibile né comburente, non brucia, spegne un corpo infiammato che tuffisi in lui, ed uccide per conseguenza un animale confinato in una sua atmosfera, non già perchè eserciti azione deleteria sull'organismo, ma siccome quello che esclude l'ossigeno alla respirazione indispensabile.

Può dunque ritenersi essere l'azoto elemento per gli altri indifferente.

Avvi una eccezione però. Si combina egli all'ossigeno umido ed elettrizzato, e si trasforma in acido azotico.

La scoperta di questa importante proprietà dell'azoto che ci spiega la presenza dell'acido azotico e dei nitrati nell'acqua dei temporali è dovuta al Priestley.

Il Canvendish dopo la pose fuor d'ogni dubbio con esperimento facile ad essere ripetuto, facendo passare in palloncino contenente un miscuglio di azoto e di ossigeno umidi, disposto come nella Tavola VIII, Figura 32, una serie di scintille elettriche.

Il pallone si riempirà di vapori del prodottosi acido azotico.

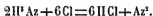
Non pochi sono i procedimenti con cui può essere ottenuto libero ed isolato l'azoto.

Ne accenneremo tre soltanto.

Si faccia passare lenta lenta una corrente di aria, spogliatasi prima in soluzione di idrato di potassio dell'acido carbonico che può contenere, poi in fiala ad acido solforico concentrato dell'umidità, sul protossido di bario scaldato al rosso scuro, che ne fissi l'ossigeno, e si avrà l'azoto.

Si sostituisca al protossido di bario della tornitura di rame bene diossidata e pulita alla superficie, e questo ritenuto egualmente l'ossigeno, darà solo l'azoto dell'aria.

Empiasi pei $\frac{2}{3}$ un lungo tubo di acqua clorata, si termini di riempirlo con ammoniaca, e capovolgasi in un bicchiere pieno di lei. Si raccorrà al sommo del tubo azoto libero ed isolato mediante la reazione:



Sei atomi di cloro sostituitisi ai due del triatomico azoto piglie-

ranno essi in combinazione i sei atomi di idrogeno, per formarne sei molecole di acido cloridrico, e lasceranno liberi di svolgersi a posta loro i due atomi di azoto.

L'altro procedimento per la preparazione dell'azoto consiste nel far reagire un miscuglio di azotito di potassio, e di cloruro di ammonio.

Si avrà la reazione, scaldando, rappresentata dall'equazione:



Fu scoperto l'azoto nel 1772 dal Dott. Rutherford, botanico, di Edimburgo, e dimostrato presente nell'aria atmosferica dal Lavoisier nel 1773.

L'azoto contenuto nei vegetali deriva spesso dall'aria, quello che è parte delle materie animali dal contenuto negli alimenti.

Passiamo al fosforo.

Rappresentato questo dal simbolo Ph''' o P''' , ha peso atomico = 31.

Non si trova in natura mai libero, ma costantemente allo stato di combinazione nel regno minerale e nell'organico. Nel primo troviamo infatti il fosforo principio costituente dei fosfati di calcio, cui danno i mineralogi il nome di apatite, fosforite, coprolite. Nel secondo lo troviamo pure sotto forma di fosfato, ovvero anche associato ai quattro elementi costitutivi delle materie animali, ossigeno, idrogeno, carbonio ed azoto. Tale è il fosforo contenuto nelle ossa, nelle urine, nel sangue, nel latte, che veste la forma di fosfato di calcio, ovvero quello che fa parte della materia dei nervi, del cervello, delle fibre muscolari, di taluni molluschi, delle ostriche, dei zoofiti, e delle sementi dei vegetali che lo attingono dai fosfati che nei terreni son contenuti.

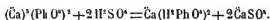
Fu scoperto il fosforo, nel 1669, a caso da un povero alchimista di Amburgo, il Brandt, che, tentando rifare la fortuna per sventure nel commercio perduta, cercava, calcinandole, nelle urine umane putrefatte la semente dell'oro tanto vagheggiata dagli alchimisti.

Lo insignì fin d'allora del nome che serbò immutato, e che suona *portatore della luce*, siccome quello che si manifesta costantemente nella oscurità luminoso.

Il procedimento a prepararlo è dovuto allo Scheel, che primo lo estrasse dalle ossa animali, in cui il suo compatriota Gahn avevalo trovato fino dal 1769.

Consiste questo procedimento nello incenerire le ossa animali, ridurle in polvere, e trattarle anzi tutto coll'acido solforico diluito.

Constano le ossa animali, spoglie di tutte le materie organiche, di carbonato e di fosfato di calcio, che l'acido solforico trasformerà in solfato di calcio, ed in fosfato acido solubile nell'acqua, mentre il neutro fosfato vi è insolubile. Si avrà infatti, facendo adesso astrazione dal carbonato calcareo,

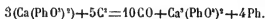


Si evapora l'ottenuto fosfato acido di calcio, separato dall'insolubile solfato, a consistenza di sciroppo, si mescola con polvere di carbone, si calcina e si introduce in istorta di gres che si porta al calor rosso.

Il fosfato acido di calcio comincerà per trasformarsi, dimessa dell'acqua, in metafosfato,



Poi il metafosfato in fosfato ordinario, ossido di carbonio e fosforo, che distilla e viene raccolto sott'acqua.



Con questo procedimento, ad attuare il quale soccorrono molto semplici apparecchi, si fabbricano oggidì le immense quantità di fosforo che circola nel commercio, serve agli usi della scienza e delle industrie, e si dà al prezzo di 8 a 10 lire al Kil., esso che nei primi giorni in cui comparve eccitava l'ammirazione dei re e degli imperatori, che ne pagavano a prezzo d'oro la vista soltanto.

È il fosforo ordinario e puro un corpo solido alle ordinarie temperature, generalmente trasparente, avente un odore agliaceo, incolore o tutto al più giallo pallido, ma che esposto lungamente alla luce diventa arancio. Se fuso alla temperatura di 44° a 45°, poi lasciato lentamente freddare, o deponentesi da una sua soluzione nel

solfuro di carbonio che si evapori spontaneo e lento, può assumere la forma cristallina di regolari e ben definiti ottaedri o dodecaedri.

La sua densità è $\approx 1,82-1,84$. Entra egli in ebullizione alla temperatura di 200° e si trasforma in vapori che hanno densità paragonata a quella dell'idrogeno ≈ 62 .

Insolubile nell'acqua, quasi insolubile nell'alcool, comincia a sciogliersi in sensibile quantità nell'etere, ed in più considerevoli negli olii fissi ed essenziali, nella benzina, nel petrolio.

I migliori suoi dissolventi però sono il solfuro di carbonio, il solfuro di cloro, ed il tricloruro di fosforo.

Come lo solfo, ci si presenta il fosforo sotto parecchie modificazioni allotropiche, la conoscenza delle quali non è senza importanza. Accenneremo per amore di brevità le due precipue soltanto, la seconda delle quali è destinata ad escludere il pericolo che, velenoso com'egli è allo stato di fosforo ordinario, egli che nei fiammiferi fosforici corre per le mani dei buoni e dei tristi, serva a quest'ultimi di materia al veneficio.

La prima allotropica modificazione del fosforo è quella stessa che, parlandovi dell'ordinario, vi ho accennato. Sotto questa è bianco, o giallo pallido, molle alle ordinarie temperature, solubile nel solfuro di carbonio, semi-trasparente, infiammantesi al contatto dell'aria al disotto del punto di sua fusione, e luminoso nella oscurità.

Non così dove, come lo ha fatto il dottore Schröter, in un'atmosfera di azoto o di gaz acido carbonico si scaldi il fosforo per alcune ore alla temperatura di 230° a 250° .

Egli si trasformerà in un corpo dal colore bruno cioccolatte, ovvero anche rosso cocciniglia, che lavato col solfuro di carbonio, il quale lo sbarazzerà delle piccole quantità di fosforo ordinario che a lui possono tuttavia essere rimaste mescolate, non sciogliersi oltre nel solfuro medesimo, è senza odore, insipido e senza azione sulla animale economia, non si fonde che a $250^{\circ}-260^{\circ}$, non diventa luminoso che alla temperatura di 200° , richiede per infiammarsi a contatto dell'aria quella di 260° , alla quale, se in atmosfera inerte d'azoto o di acido carbonico, dopo essersi fuso torna allo stato di fosforo ordinario e cristallizzabile.

Al fosforo in codesto stato allotropico si dà, pel colore, il nome di *rosso*, per la perduta facoltà di cristallizzare, quello di *amorfo*.

Il Brodie lo prepara con altro semplice procedimento, il quale consiste nel lasciar cadere (*Tav. VII, Fig. 31*) nel fosforo fuso, A, mantenuto in atmosfera di anidride carbonica, derivante dall'apparecchio G, C, una piccola quantità di jodo dal tubo di mezzo T poi nello scaldar leggermente.

Si forma a tutta prima un joduro di fosforo che lo contiene amorfo, e che immediatamente decomponendosi, formatosi appena, mette in libertà del fosforo amorfo, e forma un joduro di fosforo più volatile, che reagisce sopra una nuova porzione di fosforo per riprodurre l'instabil joduro, e così di seguito finchè rimanga del fosforo ordinario da trasformare in amorfo, in quel desso che, applicando il metodo Schrotter da essi modificato, i signori Coignet fabbricarono poi a centinaia e centinaia di chilogrammi ogni di nella loro officina a Lione, e che quanti conoscono le deleterie proprietà del fosforo ordinario non possono a meno che desiderar vivamente venga universalmente a lui sostituito nella confezione dei fiammiferi fosforici.

È il fosforo corpo avidissimo dell'ossigeno, al quale si combina lentamente, anche in masse, alle ordinarie temperature, trasformandosi in anidride fosforosa, rapidamente, trasformandosi in anidride fosforica, se portato alla temperatura della sua fusione con svolgimento di vivida luce, o se molto diviso, o finalmente nell'aria rarefatta, o ciò che torna lo stesso, in un miscuglio di ossigeno con eccesso di azoto, o di acido carbonico.

Questa sua affinità per l'ossigeno ci dà la ragione della sua potenza riducente, e ci spiega il perchè possa precipitare dalle soluzioni loro saline l'oro, il platino, il palladio, l'argento, il mercurio ed il rame, come avviene se noi lo poniamo a contatto con esse loro.

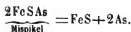
Passiamo all'arsenico.

Collocato questo corpo per lungo tempo fra i metalli in grazia della sua lucentezza, fu dai moderni chimici, in considerazione delle sue proprietà e dei composti che forma, inscritto nella famiglia dell'azoto e del fosforo, e rappresentato col simbolo As. Ha peso atomico = 75, e densità di vapore = 150.

Incontrasi in natura libero, e combinato allo solfo, ai metalli, ovvero a questi ed allo solfo contemporaneamente.

Haunosi infatti gli arseniuri di ferro, di manganese, di rame, di cobalto, ed i naturali bisolfuro e trisolfuro di arsenico, cognitivi, il primo, col nome di realgar, il secondo con quello di orpimento.

Lo si ricava specialmente dal solfo arseniuro di ferro, detto mispikel, operandone la distillazione al calor rosso in tubi o storte di terra che terminano fuori del forno in tubi di lamiera di ferro, nei quali l'arsenico si condensa. Si ha infatti:



Si ottiene altresì riducendo col carbone l'acido arsenioso:



È l'arsenico puro un corpo solido, lucente, cristallizzabile in romboedri irregolari, molto fragile, dotato di un colore bigio analogo a quello dell'acciaio, ma che mantenuto per qualche tempo, esclusa l'aria, a temperatura di 400° a 500° può diventare splendentissimo ed assumere un color bianco analogo a quello dello stagno.

Portato l'arsenico alla temperatura di 180°, si volatilizza senza fondersi. Proiettato sui carboni brucia con fiamma bianca, diffondendo contemporaneamente un forte e caratteristico odore di aglio.

Esposto all'aria umida, ovvero abbandonato pulverulento a contatto dell'acqua che la contenga in soluzione, si annera e, combinandosene l'ossigeno, forma un composto, secondo alcuni, non ben definito ancora, si trasforma in parte, secondo altri, in una delle più velenose combinazioni dell'arsenico, cioè in acido arsenioso. Ciò spiega l'efficacia della così detta polvere per le mosche, cioè dell'arsenico pulverulento che si stende in un piatto a contatto con una piccola quantità d'acqua che si rinnova al bisogno, alla quale dissetandosi gli alati insetti attingono, col venefico acido arsenioso, la morte.

Delle arsenicali combinazioni ci occuperemo a suo tempo. Soggiungeremo adesso combinarsi egli direttamente al eloro, al bromo, al jodo, all'ossigeno od allo solfo, e potersene molto agevolmente

dimostrare in un composto qualunque la presenza col seguente procedimento.

Ridotta la materia sospetta in polvere, si mescola con quattro o cinque volte il suo peso di flusso nero (miscuglio di carbone e di carbonato sodico, ottenuto calcinando dell'acetato di sodio), si introduce il tutto in un tubo di vetro refrattario ben secco, e si scalda. L'arsenico, se esiste, è messo in libertà, e si condensa nella parte fredda del tubo sotto forma di un anello dallo splendore metallico, che scaldato si sposta per riprodursi più in là, e che trattato con una o due gocce di acido azotico vi si scioglie, e dà un liquido il quale, evaporato, ripreso coll'acqua, è precipitato in rosso mattone dal nitrato di argento.

Due altri corpi dopo l'azoto, il fosforo e l'arsenico sono, in ragione della atomicità loro, delle combinazioni che formano, e di talune proprietà, collocati anch'essi nella famiglia dell'atriatomici metalloidi, quantunque per molti altri rispetti ed usi che loro conosceremo meritorio di essere collocati tra i metalli. Son questi l'antimonio ed il bismuto che, parlando a suo tempo dei metalli propriamente detti, vedremo impiegati a formare utili ed usitatissime leghe.

È l'antimonio, Sb , libero ed isolato talvolta in natura, o si ricava dai minerali che lo contengono, e che sono principalmente la valentinite o triossido di antimonio Sb^3O^3 , la cervantite o tetraossido Sb^3O^4 , e finalmente, il più abbondante di tutti, il trisolfuro, o stibina, Sb^3S^3 .

Da quest'ultima in Inghilterra si ottiene pressochè esclusivamente l'antimonio col metodo cognito sotto il nome di marziale, il quale consiste:

1° Nel separare primamente dalla matrice, dalla ganga, il solfuro.

2° Nel metterne l'antimonio in libertà, facendo reagire sul liquidificato solfuro dei ritagli di ferro. Si sostituisce questo allo antimonio, ed associatosi allo solfo costituisce del solfuro di ferro che galleggia sull'antimonio fuso.

È l'antimonio, diciamolo francamente, un metallo fragile assai, dotato di una grande lucentezza, di color bianco azzurrigno, a struttura cristallina, o lamellare, che fuso e lentamente raffreddato può assumere la forma di ben definiti rombocdri. La grande ten-

denza dell'antimonio a cristallizzare è la ragione per cui i masselli del commerciale son facili a riconoscere alle belle figure stellate, od a forma di foglie di felce che presentano alla superficie. Distinguesi inoltre per la sua densità $\approx 6,6$ a $6,85$, e pel suo punto di fusione a 450° .

Inalterato alle ordinarie temperature al contatto dell'aria, si combina invece avidamente all'ossigeno di lei alla temperatura del calor rosso, brucia con vivida fiamma, diffondendo dei densi e bianchi fumi inodori di triossido di antimonio,

Sb^3O^3 .

Si combina direttamente al cloro, al bromo, al jodo, svolgendo col primo calorico luminoso, con gli altri calorico in grandi quantità.

L'atomicità pari a quella dell'azoto, del fosforo, dell'arsenico, ed una certa analogia di proprietà con quest'ultimo determinarono i chimici a collocare nella stessa famiglia un altro metallo, il bismuto, che noi vedremo servire ad accrescere, seco loro legato, la fusibilità di taluni metalli.

Rappresentato dal simbolo Bi , si incontra nativo principalmente nelle miniere di cobalto e d'argento, contenente quasi sempre dei metalli stranieri e dell'arsenico, dai quali vien separato mediante la fusione.

Come l'antimonio, ci si presenta in masse lamellari, fragili, dure, poco sonore, bianche lucenti. Distinguesi da lui :

1° Al riflesso giallognolo, diverso dal bianco azzurigno dell'antimonio.

2° Alla sua densità $\approx 9,8$.

3° Al punto di fusione $\approx 264^\circ$, che consente di liquidificarlo sulla carta senza che questa si accenda e si carbonizzi.

4° Finalmente ai bei cristalli, iridiati talvolta, appartenenti al sistema cubico in cui si aggregano le sue molecole quando si lasci lentamente ripassare dallo stato liquido al solido.

La proprietà del bismuto però che a noi principalmente importa il conoscere è quella di partecipare la sua fusibilità agli altri metalli, permettendoci di formare leghe aventi più o meno importanti ap-

plicazioni, fusibili a temperatura inferiore alla ebullizione dell'acqua, ai 100°, ovvero a temperatura a questa di poco inferiore.

Tale la lega Darcet composta di piombo, stagno e bismuto nelle proporzioni di

Pb	.	.	.	5
Sn	.	.	.	3
Bi	.	.	.	8

di cui possiamo servirci a copiar le medaglie.

Quella composta di 2 bismuto, 1 piombo ed 1 stagno, applicata già a prevenire la esplosione delle caldaie a vapore, ed abbandonata poi, siccome quella che prossima al punto di sua fusione, si riconosce che, mutata natura, cambiavasi in una lega che liquidificata si separava, ed in altra non più fusibile se non a temperatura molto superiore alla calcolata.

Tale quella finalmente che serve a copiare le incisioni su legno, che si compone di 5 bismuto, piombo 3, stagno 2.

Ma delle leghe dell'antimonio e del bismuto tornerà acconcio parlare più opportunamente ancora trattando della generalità dei metalli.

Giova adesso che, senza arrestarci oltre, procediamo allo studio delle combinazioni dei triatomici metalloidi con quelli delle già studiate due prime famiglie.

CAPITOLO XI.

Combinazioni dei metalloidi triatomici coi monatomici e biatomici — Azoto e idrogeno — Ammoniaca — Origine della ammoniaca — Preparazione della gassosa e della liquida — Sue proprietà — Applicazioni, combinazioni dell'azoto coll'ossigeno — Origini dell'acido azotico — Preparazione, proprietà, usi — Protossido e deutossido di azoto — Anidride azotosa, perossido di azoto.

Azoto, fosforo, arsenico ed antimonio si combinano ai monatomici ed ai biatomici metalloidi, rappresentando talvolta, rispetto

ai primi, anche la parte di elementi pentatomici, e formando una moltitudine di combinazioni, fra cui siamo costretti a scegliere le più importanti soltanto per farle agli studi nostri argomento.

Cominceremo dalle combinazioni dell'azoto, del fosforo, dell'arsenico e dell'antimonio coll'idrogeno, poi accennate le combinazioni loro col cloro, col bromo e col jodo, ci occuperemo di taluni composti che formano coll'ossigeno principalmente.

Forma l'azoto coll'idrogeno un molto importante composto che serve di alimento ai vegetali, e per questi agli animali, che la scienza, le arti, le industrie e la medicina impiegano a gara, rappresentato dalla formola 11^3Az , avente perciò peso molecolare $= 17$. Densità $= 8,50$.

A lui si dà il nome di ammoniaca, perocchè ricavato esclusivamente, negli andati tempi, artificialmente dai chimici dal cloruro di ammonio che anticamente era, a quanto si narra, preparato nella Libia presso il tempio di Giove Ammone, sublimandolo dalla fuligine degli escrementi dei cammelli che naturalmente lo contenevano, onde il sale designavasi coll'appellativo di sale ammoniaco, che serba tuttora in commercio, quantunque altrimenti ottenuto.

S'incontra l'ammoniaca in natura, libera raramente o mai, frequentemente invece combinata, cioè allo stato di sali ammoniacali, cloruro, solfato, azotato e carbonato, se non in grandi, certo in quantità apprezzabili, e bastevoli a rappresentare nell'alimentazione dei vegetali una importantissima parte.

Tale è quella che si incontra nell'aria atmosferica, e che viene dalle acque pluviali ricondotta alla terra ove ebbe le origini.

Se le analisi dell'aria fatte finora non ci segnarono la presenza dell'ammoniaca, gli è che la quantità di lei è minima affatto in un m. c. di aria. E tuttavolta questa minima quantità è più che bastante a provvedere di azoto le migliaia di milioni di uomini e di animali che vivono alla superficie della terra.

Ed invero, stando agli esperimenti dei signori Baral, Bousingault, Bineau ed altri, ed alle deduzioni che ne trae molto giuste il nostro collega ed amico prof. Peirone, ogni ettaro di terreno riceverebbe in media 100 chilogrammi di azoto sotto forma di ammoniaca e d'acido azotico.

Abbondante sorgente di ammoniaca infatti ha da ritenersi la

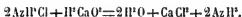
spontanea decomposizione delle materie organiche azotate, ovvero la secca loro distillazione, sia che si operi appositamente, sia che incidentalmente si faccia intanto che vengono bruciate perchè somministrino calore e forza.

In tal caso l'azoto e lo idrogeno di coteste sostanze, fatti nascenti entrambi, son posti in circostanze alla loro combinazione propizie, ed eglino si associano e costituiscono l'ammoniaca, quella stessa che non di rado ci manifesta la sua presenza col caratteristico odore che in calda, umida e piovigginosa giornata si leva dai cessi dove le deiezioni solide e liquide si decompongono, si putrefanno.

Indi ancora il perchè la maggior parte dell'ammoniaca e dei sali ammoniacali che circolano nel commercio siano oggidì uno dei secondarii prodotti della fabbricazione del gaz. L'ammoniaca è contenuta nell'acqua che distilla col gaz e che si condensa. Si tratta codesta acqua coll'acido solforico, col cloridrico, e si ottengono del solfato e del cloruro di ammonio, che poi vengono venduti tai quali, o servono alla preparazione dell'ammoniaca collo stesso procedimento di cui da gran tempo si servono i chimici nei laboratori loro, il quale riposa sulla proprietà che hanno i metalli alcalini o terr'alcalini di sostituirsi all'ammoniaca nelle sue combinazioni saline e di metterla in libertà.

Basta invero (*Tav. VI, Fig. 25*) introdurre in palloncino A un miscuglio di idrato di calcio, di calce grassa e spenta, e di sale ammoniacale, di cloruro di ammonio, che, scaldato, svolgerà un gaz, il quale, lavatosi prima in una piccola quantità di latte di calce B, poi seccatosi, passando attraverso ad una lunga colonna di calce viva in minuti frammenti C, andrà a raccorsi in campanelle sul mercurio.

Questo gaz sarà l'ammoniaca gazosa data dalla reazione:



Studiamone le proprietà; impareremo poscia come si ottenga la così detta ammoniaca liquida, che è la forma sotto la quale nella massima parte dei casi impiegasi questa combinazione idrogenata dell'azoto.

Aeriforme, alle ordinarie temperature, è l'ammoniaca coercibile

e liquidificabile non solamente, ma capace di essere solidificata e cristallizzata.

Basta perciò di farla passare prima in tubo freddato in un miscuglio di ghiaccio e sal marino, poi di raccorla in altro, da chiudersi poscia ermeticamente, contenuto in miscuglio di ghiaccio e di cloruro di calcio cristallizzato che dà una temperatura di -40° , poi di esporre l'ammoniaca in questo modo già fatta liquida alla temperatura di -75° , data da un miscuglio di etere e di anidride carbonica solida nel vuoto della macchina pneumatica.

L'ammoniaca liquidificata però entrerebbe in ebullizione a -34° , se non si opponesse la pressione che esercita sopra sè stessa nel chiuso recipiente, superiore a sette atmosfere, e ripasserebbe immediatamente allo stato acriforme, riproducendo il fenomeno di cui ci porse l'esempio l'anidride solforosa liquida, assorbendo cioè in questo suo cambiamento di stato quantità di calorico considerevolissima, come lo dimostrano gl'ingegnosi apparecchi del signor Ferdinando Carrè, intermittenti, uno dei quali è il microscopico che ci apprestiamo a descrivere, ed i continui che si videro a funzionare alla universale mostra del 1867, con cui in poche ore si avevano, mediante il fuoco, alcune decine di quintali di ghiaccio.

Riposano cotesti apparecchi:

1° Sulla proprietà che ha l'acqua di sciogliere con immensa avidità e prontezza il gaz ammoniacco, nelle proporzioni secondo il Roscoe di 1147 volte il suo volume a 0° , di 783 a 15° . Ed infatti, basta che noi poniamo il gaz ammoniacco a contatto con lei perchè la si precipiti nel recipiente che lo contiene, e tutto sciolto, ne occupi quasi istantaneamente il posto.

2° Sulla natura del gaz ammoniacco, il quale non entra in combinazione coll'acqua esercitante sovra di lui la sola fisica azione di scioglierlo, onde avviene che se cotest'acqua venga scaldata, egli la abbandoni, e che se il recipiente onde svolgesi comunichi con un altro alle ordinarie temperature, e siano entrambi ermeticamente chiusi e capaci di resistere ad una pressione di 9 a 10 atmosfere, il gaz ammoniacco passi dal primo nel secondo, dove esercitando appunto una conveniente pressione sovra sè stesso, si liquidifica per tornare aeriforme, ed essere riassorbito dall'acqua non appena che

si lasci tornare il recipiente caldaia alle ordinarie temperature, il che facendo assorbirà calorico dal recipiente in cui erasi condensato tale e tanto da congelare una proporzionale quantità d'acqua che si trovasse con questo recipiente a contatto.

Ocorre adesso appena descrivere il piccolo apparecchio Carré, facile ad essere inteso e fatto funzionare (*Tav. IX, Fig. 37*).

Consta di una caldaia A piena piena ai $\frac{2}{3}$ di una molto concentrata soluzione di ammoniaca, che si porta man mano, locatela su apposito fornello F, alla temperatura di 130° , segnata da annesso termometro T, e di un recipiente condensatore o congelatore R, immerso in fredda acqua in cui il gaz ammoniacco va a liquidificarsi.

Interventasi l'apparecchio, quando il termometro raggiunse i 130° si tuffi nell'acqua fredda la caldaia, poi si introducea nel ventre del congelatore un cilindretto X pieno d'acqua, ed il calorico assorbito dall'ammoniaca che, tornata aeriforme va a ridisciogliersi nell'acqua della caldaia, la quale riprese alla sua volta l'ordinaria temperatura, darà un cilindretto di ghiaccio, ottenuto, per chi stia alle apparenze, col fuoco.

Oltre che la sua coercibilità e la superlativa solubilità, distinguendosi fisicamente l'ammoniaca al caratteristico e penetrante odore, allo stringimento dolorosissimo che cagiona alla glottide, se inspirata, al dolcigno sapore, alla viva infiammazione degli organi della respirazione, cui può tener dietro la morte.

Mescolata però a considerevoli quantità d'aria atmosferica, può senza grave disagio venire a contatto dell'organo dell'olfato, e servire di leggiero eccitante.

La sua densità a confronto di quella dell'idrogeno, noi lo abbiamo già detto, è $\approx 8,50$, epperò un po' più della metà di quella dell'aria, onde impossibile raecorre il gaz ammoniacco, se non che sulla tinozza idrargiro-pneumatica, dacchè sull'acqua non si potrebbe, nè per ispostamento.

Della solubilità dell'ammoniaca nell'acqua si trae partito sì nella scienza che nell'industria per ottenere la così detta ammoniaca liquida, mediante il semplice apparecchio della Tavola X, Figura 39, il quale consta o di un pallone di vetro, ovvero di un cilindro di ferro F contenente il misceuglio di un sale ammoniacale e di calce

idrata, onde sotto l'influenza del calorico svolgesi il gaz, di una fiala contenente acqua di calce A in cui si lava, di una seconda di lavaggio anch'essa, poi di una serie di fiale di Woulf con acqua distillata, che viene cambiata in concentrata soluzione di ammoniaca, la quale, se veramente satura, segnerà 30,6 all'areometro di Beaumé e conterrà il 32,50 per 0/0 di gaz ammoniacco, mentre all'opposto la più debole che non conterrà se non il 9,60 per 0/0 di gaz segnerà 16° soltanto.

Applicata questa concentrata soluzione di ammoniaca sulla pelle, vi determina prontamente un'inflammazione, e poi una profonda cauterizzazione.

Costituisce essa pertanto un prezioso vescicante estemporaneo, ed un mezzo efficace a cauterizzare le ferite fatte dagli animali velenosi, vipere, serpenti, vespe, api, cani arrabbiati, talchè oggi, grazie a lei, le morsicature dei serpenti velenosi, come afferma il Girardin, sono ritenute leggieri accidenti in America.

Qualche pronta lavatura coll'ammoniaca, e le funeste conseguenze della ferita sono prevenute.

Passiamo alle chimiche proprietà dell'ammoniaca.

Esercita questa su taluni colori vegetali l'azione medesima che gli idrati del potassio, del sodio, riconduce all'azzurro la carta, la tintura di tornasole arrossata dagli acidi, imbruna la gialla carta di curcuma, inverte la materia colorante delle viole, tinge in rosso la tintura del legno del Brasile, proprietà questa che serve a riconoscere la presenza di lei, o naturalmente libera ed in soluzione nell'acqua, o combinata, scaldando le soluzioni dei sali suoi, dopo aver loro aggiunto dell'idrato di potassio, di sodio o di calcio.

Sottoposta l'ammoniaca ad abbastanza elevata temperatura, ovvero all'azione della elettricità, si sdoppia in azoto ed idrogeno ed acquista un doppio volume.

Così facendo passare pel gaz ammoniacco contenuto in un endiometro una serie di scintille elettriche, il suo volume diventa doppio, e si hanno 4 volume di azoto e 3 di idrogeno mescolati al posto dei due volumi di ammoniaca di prima, i quali più non sono assorbiti nè l'uno nè l'altro dalla tintura di tornasole, più non la riconducono al suo nativo colore, mentre noi possiamo impunemente inspirarli.

Non alimenta l'ammoniaca la combustione, e spegne anzi i corpi infiammati, ma posta invece in favorevoli condizioni, combina il suo idrogeno all'ossigeno per formarne in parte dell'acqua ed in parte, coll'azoto, dell'acido azotico. Così quando si faccia passare una corrente di ossigeno in una tepida e concentrata soluzione di ammoniaca, e si presenti a lui, prorompente da tubo capillare, un corpo infiammato, l'ammoniaca brucierà con fiamma giallo-verdastra caratteristica, e produrrà dell'acido azotico in palloncino sovrapposto alla fiamma (*Tav. IX, Fig. 38*). Così ancora facendo passare in altra concentrata soluzione di ammoniaca ossigeno, e sovrapponendole una spirale di filo di platino prima arroventata (*Tav. XI, Fig. 43*) (1), si genera azotato di ammonio.

Lo stesso accade quando su spugna di platino leggermente scaldata si faccia passare un miscuglio di ammoniaca e di ossigeno; questo brucia gli elementi di lei, e li trasforma in acqua ed acido azotico. Ed è probabile cotesta combustione avvenga anche alle ordinarie temperature della calda stagione, quando l'ammoniaca dell'atmosfera condensata da corpi porosi, viene a contatto col l'ossigeno dell'aria.

Il cloro, il bromo ed il jodo, ma il primo soprattutto, decompongono istantaneamente l'ammoniaca per appropriarsene l'idrogeno, e ne mettono l'azoto in libertà. La preparazione dell'azoto è fondata su questa loro proprietà, non altrimenti che l'efficacia del cloro a distrurre le ammoniacali emanazioni, quelle che si levano p. es. talvolta ingrattissime dalle fogne, dai cessi, come lo dimostra un semplice esperimento.

In campanella di ammoniaca facciasi passare bolla a bolla del cloro.

L'ammoniaca è decomposta. Si forma dell'acido cloridrico, il quale non appena formato si associa all'ammoniaca libera ancora, svolgendo, nell'atto in cui le si associa, calorico luminoso, e dando

(1) Volendo eseguire l'esperimento indicato nella Tavola IX, Figura 38, giova circondare il palloncino contenente l'ammoniaca, ed in cui passa l'ossigeno con un cilindro di tela metallica onde evitare il pericolo che seco trarrebbe, e che noi abbiamo sperimentato, l'accensione del miscuglio di ossigeno e gaz ammoniacale nell'interno dell'apparecchio.

luogo a bianchi vapori che si condensano sulle pareti della campana, i quali altro non sono che cloruro di ammonio,



Questa reazione caratteristica tanto dell'ammoniaca offre un altro mezzo a riconoscerne la presenza.

Abbiasene una concentrata soluzione in un bicchiere (*Tav. XII, Fig. 53*). Le si collochi ad una certa distanza altro bicchiere contenente dell'acido cloridrico. Tosto nell'intervallo dall'uno all'altro densi e bianchi fumi si svolgono, e si forma del solido cloruro di ammonio. Ebbene al sale ammoniacale si aggiunga un pezzettino di idrato di potassio; si scaldi leggermente, e si presenti all'orificio della campanella in cui si opera una bacchetta intinta nell'acido cloridrico. L'ammoniaca contenuta nel sale è rivelata dai densi e bianchi vapori di cloruro di ammonio che la circondano.

È l'ammoniaca uno dei corpi che rendono i più segnalati servizi alla scienza, all'industria.

Ed invero hanno i chimici in lei uno dei migliori lor reagenti, del quale si valgono sia a rendere solubili taluni ossidi e taluni sali, sia a precipitarne altri ed a separarli dai corpi di cui fan parte, o coi quali trovinsi mescolati.

Si versi ammoniaca sopra insolubile ossido ramico, ed egli darà una magnifica soluzione ramico-ammoniacale. Vogliasi ottenere in soluzione cloruro di argento; basta vi si aggiunga ammoniaca.

Occorra separare da soluzione che entrambi li contenga, il ferro ed il rame. Ci serviamo dell'ammoniaca, che precipita il primo sotto forma di perossido idratato; e dopo aver filtrato precipiteremo il rame, scacciando coll'idrato di potassio e col calorico l'ammoniaca, in virtù della quale rimaneva in soluzione pur sempre.

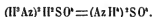
Dell'ammoniaca si servono le arti per sciogliere il carmino, per accrescere la solubilità di talune materie coloranti, per digrassare i panni, per togliere le macchie delle materie grasse dagli abiti, di lei finalmente per ridonare il colore ai tessuti macchiati dagli acidi minerali diluiti, l'azotico eccettuato, o dagli acidi organici, di lei finalmente nella fabbricazione, nella imitazione delle perle orientali.

Ma dell'ammoniaca abbastanza oramai, quantunque molte cose si potrebbero aggiungere ancora sui sali che forma, nei quali associandosi un altro atomo dello idrogeno dell'acido, si trasforma in un peculiare corpo AzH^1 , che rappresenta la parte di elemento, e che perciò ha nome di radicale e chiamasi *ammonio*, corpo di cui l'illustre Berzelius pose fuor di dubbio la esistenza nei sali, i quali, secondo lui e la maggior parte dei moderni chimici, avrebbero ad essere rappresentati dall'ammonio e dallo acido, meno tanti atomi di idrogeno quante sono le molecole di ammonio richieste, secondo la sua basicità, dallo acido medesimo.

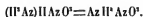
Così per es. il cloridrato di ammoniaca, cloruro di ammonio,



Il solfato neutro,



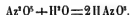
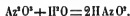
L'azotato,



Le combinazioni dell'azoto coll'ossigeno sono cinque, tre ossidi e due anidridi rappresentati dalle formole, e designate coi nomi seguenti:

Az^2O		Protossido di azoto
AzO		Deutossido
Az^2O^2		Anidride azotosa
AzO^2		Perossido di azoto
Az^2O^5		Anidride azotica.

Le due anidridi, come sempre, associandosi gli elementi di una molecola d'acqua, si cambiano negli acidi azotoso ed azotico:



Occupiamoci di questi ossigenati composti dello azoto, incominciando dall'acido azotico $HAzO^3$, siccome quello che serve ad ottenere gli altri tutti.

A lui consacreremo specialmente la nostra attenzione.

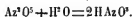
Scambiando infatti con un atomo di potassio o di sodio l'idrogeno che il costituisce, si trasforma egli negli azotati naturali potassico e sodico, il primo dei quali è precipua fra le materie prime della polvere da guerra, il secondo serve ad ottenere il primo, ovvero l'acido azotico libero, isolato, perchè serva alla fabbricazione dell'acido solforico, a sciogliere, vuoi solo, vuoi mescolato all'acido cloridrico, a pulire i metalli, alla preparazione del fulmicotone e dei fulminati, e ad altri molti usi, che troppo lungo sarebbe accennare.

Indi è che, indagando le origini di lui, stabiliremo la genesi dei nitrati che a noi deve grandemente importare il conoscere.

L'arabo Geber, celeberrimo alchimista che fiorì nell'VIII secolo, è il primo che accenni all'acido azotico, ottenuto da Alberto il Grande nel 1193, mediante la secca distillazione di un miscuglio di solfato di rame, di nitro e di allume, ed insignito da Raimondo Lulle nel 1235 del nome che serba tuttora in commercio di *acqua forte*.

Il Cavendish ne determinò nel 1774 i componenti, onde il Lavoisier poté chiamarlo *acido nitrico*.

Rappresentato questo composto dalla formola HAzO_3 ha per conseguenza peso molecolare = 63. Deriva egli dall'anidride azotica Az^2O_5 , ottenuta in quest'ultimi tempi dal signor Enrico Saint-Claire Deville, la quale associatisi gli elementi di una molecola di acqua trasformossi in due di acido azotico,.



Non si incontra l'acido azotico libero in natura, o per lo meno in non sensibile quantità, ma si costantemente allo stato di azotato di ammonio, di magnesio, di calcio, di potassio e di sodio, radicali che si sostituirono in lui all'atomo d'idrogeno che il costituisce, e che probabilmente concorsero a determinarne la formazione, la quale in tre diversi modi può ritenersi principalmente sia avvenuta.

1° Per la diretta combinazione dello azoto e dell'ossigeno sotto l'influenza della elettricità, combinazione favorita dalla presenza nell'aria immancabile dell'ammoniaca, onde l'azotato di am-

monio che le meteore acquee riconducono poscia materia fertilizzante alla terra, ed alimento alla famiglia dei vegetali.

2° Per la combustione dell'ammoniaca per parte dell'ozono attivissima e pronta, come dimostrollo sperimentalmente il Schœnbein.

3° Per l'ossidazione dell'ammoniaca stessa formatasi nell'atto che le sostanze organiche azotate si decompongono per parte dell'ossigeno, ossidazione che i porosi corpi, i quali condensano i due che reagiscono singolarmente promuovono. Ed invero chi faccia passare su spugna di platino leggermente scaldata un miscuglio di ammoniaca e di ossigeno, otterrà, come il Kulmann, cui primo sorse il felice pensiero di questo esperimento, acqua ed acido azotico.

Son queste che abbiamo accennate le precipue sorgenti dell'acido azotico, il quale in generale può dirsi non si formi se non là dove incontri sostanze organiche azotate che, decomponendosi, siano a posta loro sorgente di ammoniaca e porosi corpi che la condensino contemporaneamente all'ossigeno che brucieralla, e la trasformerà in acido azotico, al quale non mancheranno metalli che ne sostituiscono l'idrogeno e lo trasformino nei naturali azotati.

Questa teoria è confermata dalle recenti osservazioni del signor Palmer che, visitata l'India, il paese che somministrò già all'Europa la massima parte del sal nitro che in tanta copia consuma, si assicurò essere nulla o pressochè nulla la formazione del nitro nei luoghi abbandonati dagli abitanti, in cui per conseguenza mancano le sostanze organiche azotate produttrici di ammoniaca, nulla presso le città, dove le deiezioni animali vengono consacrate alle bisogne dell'agricoltura, a produrre foraggi e legumi, così che in alcune località, dove il tornaconto il consiglia, gli indigeni lasciano incolti i terreni, ma li concimano per averne il sal nitro.

Con questa medesima teoria va d'accordo la produzione dell'acido azotico, epperò degli azotati per mezzo della terra, delle ceneri e delle sostanze organiche azotate mediante le artificiali nitriere, consuona l'osservazione delle efflorescenze di azotato di calcio, di magnesio sulle mura delle vecchie case, su quelle delle stalle, delle scuderie, e ci spiega finalmente il perchè, allorchando il Settimio Clemente chiamava a danno della sua Firenze le armate di

Carlo V, gli strenui difensori della bella ed infelice città, scoperte le sepolture, vi cercassero e vi trovassero il sal nitro, del quale pativan difetto alla confezione delle polveri.

Non è da tacersi finalmente prodursi, quantunque in esili quantità, l'acido azotico ogni qual volta idrogeno od un corpo idrogenato brucino a contatto dell'aria; così ogni fiammella di gaz, ogni candela, ogni lampada, senza che lo avvertiamo, concorre a somministrare alla vegetazione il suo primo e più vitale alimento, e chi sa forse che domani non impieghiamo alla fabbricazione di una cartuccia qualche molecola di acido azotico proveniente dall'ammoniaca in cui si risolse il corpo del Magno Alessandro, qualche molecola di quel medesimo acido azotico che si produsse attorno alla lampada compagna alle veglie solitarie di quel Giovanni de' Medici, che fu ai tempi suoi il ristoratore delle milizie italiane.

I chimici si preparano l'acido azotico col seguente procedimento, lo stesso che serve all'industria, colla unica differenza degli apparecchi e della sostituzione all'azotato di potassio del meno costoso azotato di sodio.

Introducono essi in una storta a lungo collo, tubulata, una determinata quantità di azotato di potassio, poi versatovi su un egual peso di acido solforico favoriscono la reazione con lene calore.

Questa comincia ben tosto; ed i suoi prodotti vanno a condensarsi in matraccino annesso a fregamento al collo della storta, sul quale cade senza interruzione un filetto di acqua fredda.

Questi prodotti sono sul principio acido azotico, acqua, ossigeno e perossido di azoto che riempie il palloncino dei suoi giallo-rossi, dei suoi rutilanti vapori; ciò perchè le prime porzioni di acido azotico che si sono formate si decomposero in presenza di un eccesso di acido solforico. Ben tosto però questa decomposizione cessa affatto, e passa alla distillazione solo acido azotico dovuto alla reazione:



Alla storta di vetro si imaginino sostituiti dei cilindri in ferro locati orizzontalmente in appositi forni, in cui si fanno reagire acido solforico ed azotato di sodio nella proporzione di una molecola del primo, di due del secondo, intanto che si raccolgono i condensati

prodotti in una serie di grandi fiale di Wulf in gres, l'ultima delle quali contiene dell'acqua destinata ad assorbire i vapori non condensati, e si avrà un'idea dell'industriale fabbricazione dell'acido azotico commerciale, data dalla reazione che in due tempi si compie:

I.



II.



L'acido azotico del commercio però rado è puro, ma contiene dell'acido cloridrico derivante da più o meno considerevoli quantità di cloruro che si trovano mescolate all'azotato di sodio; contiene dell'acido solforico seco meccanicamente trascinato, e finalmente del perossido di azoto che lo tinge in giallo rosso.

Lo si appura col seguente procedimento.

Si versa nell'acido un poco di azotato di piombo, poi si distilla, usando la precauzione di mettere in disparte le prime porzioni che passano alla distillazione.

Volendo poi concentrare l'acido a questo modo appurato, si comincia per distillarne un terzo, mettendo della spugna di platino nella storta perchè non avvengano soprasalti, si mescola il residuo al suo volume di acido solforico, e si prosegue la distillazione. Tutta la porzione del liquido che distillò prima che il miscuglio abbia raggiunto la temperatura di 90° è acido azotico al massimo grado di concentrazione, che ha densità = 1,52; quello che distilla a 123° (ed è il più abbondante) ha densità = 1,42.

Il primo è rappresentato dalla formola



il secondo da quella di



Il primo contiene ogni due molecole, una molecola di idrogeno

che i soli metalli possono sostituire; l'altro ne contiene tre che possono abbandonarlo senza che la sua chimica costituzione ne venga menomamente alterata.

Il primo segna $48^{\circ} \frac{1}{2}$ al pesa-acidi di Beaumé, il secondo 43° soltanto.

È l'acido azotico puro recentemente preparato un liquido incolore, ma che, trascorso alcun tempo, diventa giallastro, essendo parzialmente decomposto dalla luce in ossigeno e perossido di azoto caratterizzato dal giallo rosso colore. Se concentrato, leva a contatto dell'aria dei bianchi fumi, avido di combinarsene, come difatti se lo combina, il vapore acqueo del quale ell'è saturata. Si solidifica a -55° , bolle ad 86° .

Fatto passare l'acido azotico attraverso ad un tubo di porcellana portato alla temperatura del calor rosso vivo, soggiace ad una completa decomposizione e risolvesi in azoto, ossigeno ed acqua:



a meno elevata temperatura, in perossido di azoto, ossigeno ed acqua.

Questa facile decomposizione dell'acido azotico, ricco tanto d'ossigeno, ci fa prevedere dover esser egli corpo eminentemente ossidante, capace cioè di cedere tutto od in parte il suo ossigeno ai combustibili corpi coi quali venga messo a contatto.

Ed avviene difatti che tutti i metalloidi, il cloro, il bromo, e probabilmente il fluoro eccettuati, decompongono l'acido azotico per impadronirsi, lui volenteroso cedente, di una porzione del suo ossigeno.

Poniamo a contatto coll'acido azotico del carbone, scaldiamo leggermente ed avremo dei giallo-rossi vapori di perossido di azoto e dell'acido carbonico formatosi a spese dell'ossigeno che l'acido azotico ha somministrato al carbonio:



Trattasi coll'acido azotico un po' di solfuro di ferro, e questo ne trasforma lo solfo niente meno che in acido solforico, di cui un sale di bario rivela nel liquido la presenza.

Arsenico pulverulento scaldato con acido azotico, si trasforma in acido arsenico, che rivelerà la sua presenza se, evaporata l'acida soluzione che lo contiene a secchezza, poi ripresala coll'acqua si tratti con alcune gocce di nitrato di argento, le quali daranno un precipitato color rosso-mattone di arseniato di argento, ovvero se introdotta in apparatino a svolgimento di idrogeno dalla reazione di zinco e d'acido solforico puri entrambi, darà idrogeno arsenicale, e macchie di arsenico ridotto, se alla fiammella di cotesto idrogeno obbietti un piattello di porcellana (*Tav. X, Fig. 41*).

Varia è l'azione dell'acido azotico sui metalli, secondo che lo si impieghi più o meno concentrato. Così il ferro è violentemente attaccato, sciolto e trasformato in azotato da un acido azotico che abbia densità inferiore ad 1,48, ovvero segni meno di 45° Beaumé, mentre invece a contatto di un acido di questo più concentrato non solamente rimane lucente e pulito, ma acquista la proprietà di non più essere attaccato dall'acido ordinario.

La pulitura dei metalli, la loro trasformazione in solubili azotati, il saggio delle monete, l'incisione sul rame, sull'acciaio, l'affinamento dell'oro, del platino, riposano su questa potenza ossidante dell'acido azotico.

Gli è così infatti che noi potremo incidere su lastra di rame, di ferro, come potremo separare, da polvere in cui stiano mescolati, l'argento e l'oro. Il primo ossidato infatti dall'acido azotico sarà trasformato in solubile azotato di argento, il secondo rimarrà libero, insolubile, inattaccato.

Quale sarà allora il dissolvente dell'oro, del platino su cui l'acido azotico non esercita la sua azione ossidante?

L'acido cloridrico e l'azotico non hanno nè l'uno nè l'altro da soli azione sull'oro, sul platino, che rimangono, anche scaldati nei due acidi, inalterati. Non così dove ei vengano mescolati nella proporzione di 3 parti di acido cloridrico e 2 di azotico. In tal caso l'acido azotico toglie al cloridrico il suo idrogeno per formarne dell'acqua, e ne mette il cloro in libertà, mentr'egli passa allo stato di perossido di azoto, corpo più ossidante ancora dell'acido dal quale deriva.

Ne consegue che cloro ed ossigeno attaccheranno contempora-

neamente, essi nascenti, l'oro ed il platino che rapidamente si convertiranno in solubili cloruri.

A questo miscuglio dei due acidi che reagiscono dassi il nome di acqua regia, appunto perciò che serve ad attaccare ed a sciogliere il re dei metalli, cioè l'oro.

Esercita l'acido azotico un'azione delle più energiche sui tessuti organici, cominciando dall'ingiallirli permanentemente, massimamente se azotati. Indi l'uso di lui a colorire in giallo la seta, e gli estremi capi, le cime delle pezze di panno.

Più brevemente che dell'acido azotico tratteremo degli altri ossigenati composti dell'azoto.

Primo fra questi ci si presenta il protossido.

Az^2O , avente per conseguenza peso molcolare = 44. In lui si può ritenere che i due atomi di azoto saturino a vicenda ciascuno due atomicità dell'altro, mentre la rimanente d'entrambi sarebbe

soddisfatta dall'atomo di ossigeno $\begin{matrix} Az \\ \backslash \\ \backslash \\ Az \end{matrix} O$.

Si prepara il protossido di azoto decomponendo col calorico l'azotato di ammonio $11^1 Az Az O^3 = 11^1 Az^2 O^3$, che si risolve in $2 H^2 O$ ed in $Az^2 O$.

È il protossido di azoto gassoso, incolore, inodoro, zuccherino al sapore.

Il Davy, che ne esperimentò ripetutamente gli effetti sopra di sè medesimo, inspirandolo, lo chiamò *gaz esilarante*, o del *paradiso*. Questi effetti sono quelli di un'incipiente e grata ebbrezza, che può tuttavia per una più copiosa o protratta inspirazione di lui cambiarsi in asfissia.

Proposto per conseguenza fino dai tempi dell'illustre chimico inglese come anestetico, poi messo in non calc, in grazia dell'etere e del cloroformio, venne sono pochi anni richiamato in onore e con buon esito impiegato dall'arte chirurgica ad addormentare la sensitività durante le operazioni. Oggidi, in Inghilterra, lo si vende liquidificato in appositi apparecchi, sotto una forte pressione, dei quali si servono, i dentisti specialmente, a farlo inspirare agli ammalati. Può essere altresì ottenuto solido sotto forma di un corpo bianco ed opaco, se si abbandoni il liquidificato ad una rapida eva-

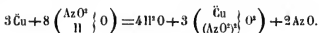
porazione, ovvero lo si sottoponga all'abbassamento di temperatura prodotto dal contatto di un miscuglio di anidride carbonica e di etere. Il protossido d'azoto solido, ed il solfuro di carbonio evaporati nel vuoto danno la più bassa temperatura che sia stata finora ottenuta, di -140° .

Il protossido d'azoto alimenta la combustione quasi altrettanto vivamente quanto l'ossigeno, ma se ne distingue agevolmente:

1° Perchè un fuseello di legno che non presenti più che alcuni punti in ignizione vi si estingue, esso che nell'ossigeno si infiamma.

2° Perchè un globulo di sodio scaldato nel protossido vi brucia, lasciando un residuo di azoto eguale al volume del protossido sul quale si esperimenti.

Il biossido di azoto Az^2O^2 , o meglio AzO , può essere preparato facendo reagire, in fiala a due colli di Woulf, dell'acido azotico sulla tornitura di rame. Si avrà infatti:



È il biossido di azoto un gaz permanente, incolore, dotato di una densità $= 1,038$, solubile in 20 volte il suo volume d'acqua. Lo caratterizzano le seguenti proprietà:

1° Si combina direttamente all'ossigeno producendo, se ei trovisi in eccesso, nella proporzione ad es. di 4 ad 1 volume di ossigeno, dell'anidride azotosa Az^2O^3 , se invece l'ossigeno abbondi, trasformandosi in perossido di azoto, AzO^2 che distinguesi al color giallo-rosso. Indi un mezzo nel biossido di azoto a riconoscere in un miscuglio gazofo la presenza dell'ossigeno libero.

2° È il biossido d'azoto assorbito dai sali ferrosi che si colorano in bruno cupo, e contengono per ogni 4 atomi di ferro una molecola di biossido che svolgesi a temperatura superiore all'ordinaria.

Due sono i procedimenti con cui può essere ottenuta l'anidride azotosa rappresentata dalla formola Az^2O^3 :

1° Col far passare lentamente in un tubo mantenuto alla bassa temperatura di -20 un miscuglio di deutossido di azoto e di ossigeno in eccesso. Si formeranno vapori rutilanti che si condense-

ranno nel tubo medesimo, e saranno l'anidride azotosa formatasi per la combinazione a due molecole di biossido di un atomo di ossigeno $2\text{AzO} + \text{O} = \text{AzO}^2$.

2° Si ottiene altresì l'anidride azotosa facendo reagire l'uno sull'altro l'acido arsenioso anidro, e l'azotico, ovvero questo e l'amido, e raccogliendo in recipiente immerso in un miscuglio frigorifero i vapori formatisi, dopo averli fatti passare a dissecarsi sul cloruro di calcio.

È l'anidride azotosa un liquido azzurro molto volatile, che a contatto di poca acqua a 0° se ne combina gli elementi, e trasformati in due molecole di acido azotoso, $\text{AzO}^2 + \text{H}^2\text{O} = 2\text{HAzO}^2$; mentre se l'acqua le venga a contatto in sufficiente quantità sdoppiasi invece in acido azotico e deutossido di azoto:

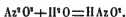


Instabilissimo l'acido azotoso, lasciò dubitare per lungo tempo della sua esistenza, almeno allo stato di libertà, ma niun dubbio rimane su quella dei sali suoi, ossia degli azotiti, che possono essere rappresentati dalla formola generale MAzO^2 , in cui un atomo di metallo monatomico si sostituisce all'atomo di idrogeno dell'acido. Tali sono gli azotiti di potassio, di sodio, di ammonio che si incontrano frequentemente nelle acque dei pozzi nelle città, e che devono probabilmente l'origine loro alla ossidazione dell'ammoniaca, ossidazione che può essere ammessa quando si consideri la facilità con cui la spugna di platino trasforma rapidamente all'aria l'ammoniaca in azotito di ammonio, come lo stesso sale formasi quasi immediatamente quando immergesi una spirale di platino arroventato in un pallone di aria nel quale siansi versate alcune gocce di ammoniaca concentrata. Si ottengono poi nei laboratori dei chimici agevolmente gli azotiti alcalini, di potassio, di sodio, sottoponendo gli azotati di questi metalli all'azione del calorico, o meglio ancora scaldandoli con piombo metallico:

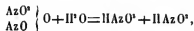


Ultimo a studiarsi dei composti ossigenati dell'azoto si presenta il perossido, detto anche anidride ipoazotica, e rappresentato dalla

volentieri *azotosile*. Due incomplete molecole di *azotosile* combinandosi un atomo del bivalente ossigeno costituirebbero una molecola di anidride azotosa $\begin{matrix} \text{AzO} \\ \text{AzO} \end{matrix} \left\{ \begin{matrix} \text{O} \end{matrix} \right.$, e questa a contatto dell'acqua due molecole di acido azotoso:



2° Il perossido di azoto, l'ipoazotide, l'anidride ipoazotica AzO^{O} potrebbe alla sua volta essere considerato come un altro radicale monatomico detto *nitrile* od *azotile*, due molecole del quale legate insieme da un atomo di bivalente ossigeno costituirebbero l'anidride azotica $\begin{matrix} \text{AzO}^{\text{O}} \\ \text{AzO}^{\text{O}} \end{matrix} \left\{ \begin{matrix} \text{O} \end{matrix} \right.$, che a contatto di una molecola di acqua, associatisene gli elementi, si trasforma in due molecole di acido azotico. Ovvero ancora potrebbe il perossido di azoto, cui si darebbe in tal caso la formola $\text{Az}^{\text{O}}\text{O}^{\text{O}}$, essere considerato come una molecola formata dai due radicali monatomici, *nitrosile* e *nitrile* legati insieme da un atomo di ossigeno $\begin{matrix} \text{AzO}^{\text{O}} \\ \text{AzO} \end{matrix} \left\{ \begin{matrix} \text{O} \end{matrix} \right.$, ciò che spiegherebbe il suo sdoppiamento a contatto dell'acqua in acido azotico ed acido azotoso,



reazione che si produce identica a contatto degli ossidi metallici, i quali a contatto coll'anidride ipoazotica si convertono in azotati ed azotiti.

CAPITOLO XII.

Combinazioni del fosforo cogli altri metalloidi.

Come l'azoto, si combina il fosforo all'idrogeno ed all'ossigeno, formando coll'uno e coll'altro tre composti a conoscersi non poco importanti.

Le combinazioni del fosforo coll'idrogeno possono essere rappresentate dalle formole:



La prima, corrispondente per chimica costituzione all'ammoniaca, H^3Az , ci si presenta gazosa, incolora, dotata di odore caratteristico analogo a quello dei nostri tartufi bianchi, poco solubile nell'acqua, e non infiammabile che alla temperatura di 100° .

La seconda, $\text{H}^2\text{Ph}^3=2\text{H}^2\text{Ph}$, è liquida, spontaneamente infiammabile venuta appena al contatto dell'aria, anzi tanto che mescolata ai gaz combustibili, allo idrogeno, all'ossido di carbonio ad esempio, comunica loro la stessa proprietà della quale è dotata, o per meglio dire, accesa gli accende.

La terza finalmente, HPh^3 , è un prodotto della decomposizione della seconda esposta alla luce, come primamente osservollo il Le-verrier. Essa è solida, gialla, insolubile nell'acqua e nell'alcool, ma infiammabile a soli 15° .

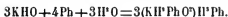
Impariamo a prepararci le due prime idrogenate combinazioni del fosforo contemporaneamente.

Abbiasi in palloncino A, preceduto dalla fiala F, una molto concentrata soluzione di idrato di potassio (*Tav. X, Fig. 42*), con in fondo alcuni pezzettini di fosforo. Una corrente di idrogeno esclude affatto dallo apparecchio l'aria atmosferica.

Scaldiamo il palloncino, e svolgesi un gaz che passa a freddarsi in tubo ad U immerso in miscuglio frigorifero M, poi prorompe dal tubo abduttore, e può essere raccolto in campane C sull'acqua.

Questo gaz è il fosfuro di idrogeno H^3Ph , che posto a contatto dell'acido jodidrico vi si combina non altrimenti che fa l'ammoniaca $AzH^3 + HI$, e costituisce una sale identico per costituzione al joduro di ammonio AzH^3I , e che perciò può essere considerato composto da un peculiare radicale corrispondente all'ammonio H^3Ph , al quale danno i chimici il nome di *fosfammonio*, di *fosfina*, mentre per essi il fosfuro di idrogeno H^3Ph sarebbe detto *fosfamina*.

Il fosfuro di idrogeno che può esscre preparato e raccolto col l'accennato procedimento si produce mediante la reazione:



Tre dei quattro atomi di fosforo che abbiamo, presi in combinazione ciascuno due atomi di ossigeno e tre atomi di idrogeno, formarono tre molecole di acido ipofosforoso, $3(H^3PhO^3)$, nelle quali ad un atomo di idrogeno sostituendosi tosto un atomo del metallo potassio risultarono tre molecole di ipofosfito di potassio $3(KH^3PhO^3)$. Rimasero liberi ed allo stato nascente 3 atomi di idrogeno che incontrato quello di fosforo, ed a lui associatisi formano la molecola del fosfuro H^3Ph .

Contemporaneamente a questo però si formarono altresì delle piccole quantità di fosfuro liquido H^3Ph^2 , che si condensò nel tubo piegato ad U.

Egli è quello che allo stato di vapore mescolato al fosfuro gazo- so si infiamma spontaneo, ed innalza la temperatura del suo compagno per modo da renderlo capace di infiammarsi e di bruciare anch'egli.

Così quando, senza altrimenti freddarlo, si lasci che il gaz derivante dalla reazione dell'idrato di potassio e del fosforo, uscendo dal tubo adduttore, ed attraversata l'acqua, giunga a contatto dell'aria. Egli si infiamma, e trasformatosi in acqua ed acido fosforico che condensa il costei vapore e quello contenuto nella circostante aria, e produce delle bianche corone che si vanno man mano allargando (*Tav. X, Fig. 40*).

È l'acido fosforico che si espande in cerca di vapore per combinarselo.

Questo miscuglio dei due fosfuri, intraveduto dal Boyle fino

dal 1669, scoperto dal Gengembre nel 1793, che spontaneamente si infiamma, è quel desso che si svolge dal fosfuro di calcio proiettato nell'acqua, che deriva dalla decomposizione delle materie organiche fosforate, dalla putrefazione dei pesci, ad es., quel desso probabilmente cui sono dovuti i così detti fuochi fatui dei cimiterii, ed altri fenomeni luminosi della stessa ragione, terrore del volgo credulo e superstizioso.

Non diremo oltre delle idrogenate combinazioni del fosforo, ma non pretermetteremo certamente di avvertire del pericolo che correrebbe chi volesse prepararsi il fosfuro di idrogeno, e non usasse le debite precauzioni.

Mescolato egli all'aria atmosferica, costituisce uno dei più detonanti miscugli, per sopramercato spontaneamente infiammabile.

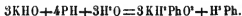
Volendolo preparare pertanto, si elimini dal palloncino e dal tubo adduttore anzitutto l'aria atmosferica, sia empiendolo quasi interamente di soluzione alcalina, sia sostituendo all'aria una atmosfera di idrogeno, sia finalmente versando alla superficie della soluzione di potassa un poco di etere.

Le combinazioni del fosforo coll'ossigeno ben cognite e definite sono l'acido ipofosforoso, l'acido fosforoso, l'anidride fosforosa, l'acido fosforico e l'anidride fosforica.

Gli studi che in questi ultimi anni si fecero su coteste ossigenate combinazioni del fosforo sono tali e tanti, che ad esporli si varcherebbero di molto i confini in cui un corso di chimica elementare deve rimanere circoscritto.

Le accenneremo dunque solo brevemente, incominciando dallo acido ipofosforoso.

Si immagini che all'idrogeno fosforato H^3Ph si combinino due atomi di ossigeno, e si avrà H^3PhO^2 , l'acido ipofosforoso, quel medesimo che noi vedemmo formarsi, e rimanere in combinazione col potassio allorquando preparammo il fosfuro di idrogeno col fosforo e l'idrato di potassio:



Il metallo ha sostituito un solo dei tre atomi di idrogeno del monobasico acido ipofosforoso.

Preparasi l'acido ipofosforoso coll'ipofosfito di barita, ottenuto scaldando questa base ed il fosforo in presenza dell'acqua.

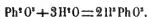
Si versa perciò nella soluzione dell'ipofosfito di bario dell'acido solforico che ne elimina la barita sotto forma di insolubil solfato, e lascia libero l'acido ipofosforoso, la soluzione del quale si evapora a consistenza di sciroppo.

È l'acido ipofosforoso corpo dell'ossigeno avidissimo, onde avviene che ei decomponga molti ossidi metallici, li riduca, e faccia passare l'acido solforico allo stato di solfo. Così, versando in soluzioni di sali d'oro, d'argento, di rame, l'acido ipofosforoso. Egli ne precipita dell'oro, dell'argento, dell'idruro di rame, e dello solfo derivante dall'acido solforico ridotto.

Bruciando del fosforo molto lentamente nell'ossigeno o nell'aria atmosferica secchi, che giungano a lui bolla a bolla, si forma al disopra del fosforo un corpo bianco, fioccoso, volatile, dotato di un odore agliaceo, e che non arrossa la carta di tornasole (*Tav. XI, Fig. 44*).

Questo corpo è l'anidride fosforosa, in cui due atomi di fosforo stanno combinati a tre di ossigeno Ph^2O^3 .

Posta a contatto con l'acqua vi si scioglie rapidamente, e si trasforma in acido fosforoso,



che può essere considerato come una combinazione del triatomico fosfile PhO con un atomo di idrogeno e due molecole del monatomico oxidrile HO ,

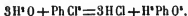


l'idrogeno delle quali potrà essere sostituito da due atomi di un radicale monatomico, e dare per conseguenza dei sali rappresentati dalla formola PhHM^2O^3 .

Può l'acido fosforoso in due altri modi ancora venir preparato, cioè col cloruro di fosforo e coll'acqua, e coll'espore il fosforo

in un'umida atmosfera alle ordinarie temperature, come appunto i bastoncini che si vedono nella Tavola VII, Figura 28.

Nel primo caso avremo la reazione:



Nel secondo avremo formazione a tutta prima di una molecola di anidride fosforosa Ph^1O^1 , che poi a contatto dell'acqua si sdoppia in due di acido fosforoso.

Come l'ipofosforoso, l'acido fosforoso è dotato anch'egli della più energica potenza riduttrice.

Così istillando una soluzione di acido fosforoso in altra di nitrato di argento, poi lievemente scaldando, ne precipitiamo ridotto il metallo. Avvi ancora di più.

Le soluzioni stesse degli alcalini fosfiti precipitano a freddo l'oro, l'argento, il mercurio, alla ebullizione il rame, e riducono l'acido solforoso allo stato di solfidrico.

Abbiassi un'ampia campana (*Tav. VIII, Fig. 33*), nel centro della quale sia sospesa una capsuletta contenente un pezzettino di fosforo al quale, consumato che sia, possa sostituirsi un secondo, un terzo, e così di seguito, lasciandovelo cadere per mezzo del tubo che occupa il centro del pallone pieno di aria atmosferica secca, siccome quella che passò attraverso al cloruro di calcio, e che un aspiratore man mano rinnova.

Si innalzi bastevolmente la temperatura del fosforo toccandolo con una bacchetta di rame scaldata, ed egli si accende, brucia, si combina rapidamente l'ossigeno, e si converte in un bianco fioccoso corpo, che ha l'aspetto di neve, e si depone solidificato sulle pareti della campana, e nella successiva fiala.

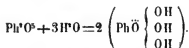
È questo l'anidride fosforica Ph^1O^1 , composta di due atomi di fosforo combinati a cinque di ossigeno, l'acido-fosforico-anidro di taluni chimici.

Egli è uno dei corpi più avidi dell'acqua, dell'umidità, e serve per conseguenza nei laboratori di chimica a seccare l'aria ed i gaz.

Ora, se si getti questa anidride nell'acqua in cui rapidamente si scioglie, si porti la soluzione alla ebullizione, si evaporì a consistenza di sciroppo, ed abbandonisi il liquido a sè stesso sotto una

campana al disopra di un recipiente contenente dell'acido solforico concentrato, si otterrà dopo qualche tempo dei cristalli prismatici duri, trasparenti.

Costituiscono questi un corpo derivante dalla reazione di una molecola di anidride fosforica su tre molecole di acqua, per cui si formano due molecole, nelle quali il triatomico fosfile è combinato a tre molecole di idroxile, di ossidrilc :



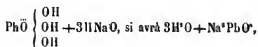
Questo corpo è l'acido fosforico ordinario, il primo degli acidi del fosforo, che permette di ottenere, come vedremo, gli altri, onde il nome di **acido ortofosforico**.

Egli gode inoltre delle seguenti proprietà :

1° Tutti e tre gli atomi di idrogeno che vi sono contenuti, due, od uno soltanto possono essere sostituiti da un radicale monatomico, onde il nome datogli altresì da alcuni chimici di **acido fosforico trimetallico**, e le tre classi di sali che può somministrarci, secondo che tre, due, od uno soltanto degli atomi di idrogeno in lui contenuti dal metallo vengano sostituiti.

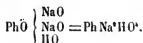
Informi un esempio :

Suppongasi di porre a contatto di una molecola di **acido ortofosforico** tre molecole di idrato di sodio,

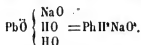


fosfato di sodio corrispondente all'acido ortofosforico, trimetallico, fosfato di sodio, detto anche altrimenti **basico**.

Ma si potrebbe avere altresì il fosfato di sodio detto **ordinario** :

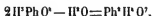


E finalmente il fosfato di sodio acido o monometallico,



2° Distingueremo inoltre l'acido ortofosforico a ciò che non coagula la albumina, non intorbida la soluzione del cloruro di bario, ma dà luogo ad un precipitato di fosfato-magnesico ammonico, instillato in soluzione di solfato di magnesio, cui si aggiunge dell'ammoniaca, e precipita finalmente dall'azotato di argento ammoniacale del fosfato triargentico dal giallo colore, $\text{Ag}^3 \text{PhO}^{\circ}$.

Portisi e mantengasi per alcune ore l'acido ortofosforico alla temperatura di 213° , e due molecole di lui, perdutane una di acqua, si congiungeranno e formeranno una molecola sola di un acido al quale, prodottosi per l'azione del calorico, si diede il nome di pirofosforico:



Quest'acido in cui tutti e quattro gli atomi dell'idrogeno potranno essere sostituiti da un metallo, darà collo azotato di argento non più un giallo, ma sì un bianco precipitato, $\text{Ag}^4 \text{Ph}^{\circ} \text{O}^{\circ}$.

Portato finalmente in crogiuolletto di platino alla temperatura del calor rosso, l'acido ortofosforico perderà per ogni molecola una molecola d'acqua, e si ridurrà da



Questo nuovo acido fu chiamato dai chimici meta-fosforico, e si distingue dagli altri tutti per la proprietà che ha di coagulare l'albumina, e di formare coll'azotato di argento un precipitato bianco, in cui abbiamo un solo atomo di metallo, AgPhO° .

Riepilogando quanto si andò esponendo sulle ossigenate combinazioni del fosforo, si hanno:

1° L'anidride fosforosa $\text{Ph}^{\circ} \text{O}^{\circ}$.

2° L'anidride fosforica $\text{Ph}^{\circ} \text{O}^{\circ}$.

3° L'acido ipofosforoso, in cui un solo atomo di idrogeno può essere sostituito da un metallo $\text{II}^{\circ} \text{PhO}^{\circ}$.

4° L'acido fosforoso, in cui di due atomi di idrogeno possono prendere il luogo due di metallo $2H^1PhO^3$.

5° L'acido ortofosforico, trimetallico, che può darci il fosfato triargentico giallo, Ag^3PhO^4 , e tre classi di sali



6° L'acido pirofosforico $Ph^2H^4O^7$, che ci dà il pirofosfato di argento $Ph^2Ag^4O^7$.

7° Finalmente l'acido metafosforico $PhHO^3$, che non può darci che una sola classe di sali, il fosfato monargentico $PhAgO^3$, e che ha la proprietà di coagulare l'albumina.

CAPITOLO XIII.

Combinazioni dell'arsenico coll'idrogeno, coll'ossigeno • collo zolfo —
Ricerca dell'arsenico nei casi di veneficio.

Collocammo nella stessa famiglia dell'azoto, del fosforo, l'arsenico, e non senza ragione.

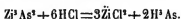
Questo infatti forma coll'idrogeno e coll'ossigeno combinazioni corrispondenti, se non a tutte, a talune almeno delle già studiate dei due corpi che nella famiglia dei triatomici lo precedono.

Ed invero, come lo azoto ed il fosforo, si combina anch'egli l'arsenico a tre atomi di idrogeno, e forma il composto designato volgarmente col nome di idrogeno arsenicale, e più logicamente dai moderni chimici con quello di arsenamina, rappresentato perciò dalla formola $H^3\ddot{A}S$.

Gazosa, incolora, dotata di un odore forte, penetrante ed agliaccio, è l'arsenamina uno dei più deleteri corpi che si conoscano, e tale che mai troppe saranno le precauzioni usate nel prepararla e nel maneggiarla. Il Ghelen morì colpito come da fulmine, per averne inspirato alcune bolle soltanto.

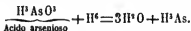
Fusi insieme un egual peso di arsenico e di zinco, danno dell'ar-

seniuro di zinco $Zi^3 As^3$, che trattato coll'acido cloridrico o solforico concentrato darà l'arsenamina mediante la reazione:



Si otterrà inoltre l'idrogeno arsenicale ogni qualvolta abbiassi uno degli acidi dell'arsenico a contatto dell'idrogeno allo stato nascente.

Così:



Epperò un altro metodo a preparare l'arsenamina, il quale consiste nel trattare dello zinco metallico con acido cloridrico contenente in soluzione dell'acido arsenioso, ed il sicuro procedimento per dimostrare e riconoscere la presenza dell'arsenico nei casi di avvelenamento, di cui ci occuperemo or ora, dopo avere accennato ancora una delle proprietà dell'arsenamina, ed i composti ossigenati dell'arsenico, uno dei quali servi già a perpetrare una moltitudine di veneficii.

Se portisi ad abbastanza elevata temperatura l'arsenamina, se a quella, ad es., che si svolge dallo apparato (*Tav. X, Fig. 41*), in cui reagiscono zinco, acido arsenioso ed acido cloridrico, si avvicini un acceso cerino, si vede infiammarsi a contatto dell'aria, e bruciare con fiamma bianco-azzurrognola, producendo del vapore acqueo e dei bianchi fumi di acido arsenioso che si riprodusse.

Non così dove intercettiamo a lei l'accesso dell'aria, per modo che l'ossigeno non arrivi in quantità sufficiente a bruciare i due elementi che costituiscono l'arsenamina.

In tal caso l'idrogeno solo brucia, l'arsenico rimane libero isolato, e si depona sui corpi più freddi che incontra, sotto forma di nera e lucente macchia (*Tav. X, Fig. 41*).

Lo stesso avviene se passi l'arsenamina in tubo scaldato al color rosso seuro (*Tav. XI, Fig. 45*), nella sua parte posteriore. Si decompone in idrogeno che si svolge, in arsenico che si condensa nella parte anteriore e meno calda del tubo, e vi forma un anello che può essere spostato col riscaldamento.

Le combinazioni dell'arsenico coll'ossigeno sono due, l'acido ar-

senioso e l'acido arsenico, aventi entrambi oggidì usi nelle arti non pochi, e non poco importanti.

Ottiensi il primo, detto volgarmente arsenico bianco, o semplicemente arsenico, rappresentato, se allo stato di anidride, dalla formula As_2O_3 , se a quello di acido propriamente detto H^3AsO_3 , identiche a quelle dell'anidride e dell'acido fosforoso, P_2O_5 , $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_5$, mediante l'abbrustolimento (*grillage* dei francesi) dei minerali arseniferi, scaldando cioè questi minerali a contatto dell'aria.

Combina questa il suo ossigeno all'arsenico, e lo trasforma in anidride arseniosa, che si volatilizza e va a condensarsi in apposite camere destinate a riceverla.

Come il fosforo, ci presenta l'acido arsenioso il fenomeno dell'allotropia, cioè di due diverse modificazioni, e quello del dimorfismo, di due incompatibili forme cristalline.

Ed invero, di fresco sublimato, ci si presenta in massa vetroso e diafano. Ma abbandonato a sè stesso perde dopo qualche tempo la sua trasparenza e prende l'aspetto della porcellana, non rimanendo più vitreo che nel centro della massa.

Indi la distinzione dell'acido arsenioso in vitreo ed amorfo, ed in porcellanico o cristallizzato sotto le due forme ora dell'ottaedro e del tetraedro, ora di prismi romboidali.

Secondo il Wurtz, si distinguono ancora i due acidi per la diversa loro solubilità nell'acqua.

Ed infatti mentre il vetroso richiede 25 volte il suo peso di lei alla temperatura di 15° , il porcellanico non si scioglie che in 80° .

È l'acido arsenioso più solubile nell'acido cloridrico che nell'acqua.

Avido di ossigeno, lo prende ai corpi che glielo possono somministrare, e si converte in acido arsenico, H^3AsO_4 .

Indi il perchè, se si ponga a contatto col cloro e coll'acqua, o sciolto in acido cloridrico, con un ipoclorito alcalino o terralcalino svolgente cloro, egli, mentre l'idrogeno dell'acqua decomposta si combinerà al cloro e lo trasformerà in acido cloridrico, se ne approprii l'ossigeno e passi allo stato di acido arsenico.

Avverrà per tal modo che se abbiassi in una soluzione di acido arsenioso nel cloridrico una materia colorante qualunque, solfato di indaco, per es., fucsina, il cloro o l'ipoclorito che si versino in

lei non possano esercitarvi la loro azione decolorante, se non quando tutto l'acido arsenioso sia stato trasformato in acido arsenico.

Su questa proprietà dell'acido arsenioso è fondato il procedimento clorometrico del Gay-Lussac, che serve alla determinazione del titolo del commerciale cloruro di calce.

È l'acido arsenioso uno dei più potenti veleni. Venuto infatti a contatto coi tessuti animali, li infiamma, li ulcera profondamente, e li disorganizza.

Son celebri, e noti a tutti i veneficii dei Borgia, i processi della Tofana, della Brinvilliers, della Lafarge nel 1840, ed in epoca a noi più vicina, del Maineri a Genova, innocente del veneficio, perpetrato coll'arsenico da altri, di un suo amico, il Bottaro, di cui era stato accusato.

L'arsenico, a più o meno forti dosi somministrato, fu l'istrumento di cui si valse la umana nequizia a spegnere violentemente migliaia di vite.

Fortunatamente i tempi non corrono più tanto propizi agli avvelenatori, ed oggi la chimica ha fatto aperto che non si potrebbe commettere impunemente il delitto.

Anche mesi ed anni dopo la morte, le viscere dei cadaveri, ricerche dalla giustizia, date al chimico, metteranno fuori l'arsenico propinato, ed eccovi il come:

Si scaldano le materie organiche col quarto del peso loro di acido solforico puro e concentrato in una storta comunicante con un palloncino destinato a raccogliere i prodotti che si volatilizzano, ed in cui si cercherà anche a suo tempo l'arsenico.

Le materie organiche sono per tal modo ridotte in un carbone nero, fragile, che viene polverizzato e trattato con acido azotico, il quale trasformerà l'arsenico, se esiste, in acido arsenico.

Si evapora a secco e si riprende coll'acqua.

Si introduce quindi in una fiala di Woulf dello zinco in grana puro, dell'acqua distillata e dell'acido solforico puro anch'esso, facendo prorompere l'idrogeno che si svolge da un tubo piegato ad angolo ottuso e terminato in punta capillare.

Se lo zinco, se l'acido son puri entrambi, l'idrogeno acceso non deporrà sopra un bianco pezzo di porcellana che gli si presenti se non del vapore acqueo.

Si introduca allora una piccola porzione del liquido derivante dal carbone della sostanza organica nell'apparecchio.

Se arsenico eravi contenuto, comincerassi a vedere cotesta fiamma prendere un colore livido, allungarsi, e deporre sulla porcellana delle macchie nere, lucenti, di aspetto metallico.

Si sostituisca al tubo piegato ad angolo ottuso due altri tubi (*Tav. XI, Fig. 45*), di maggior diametro l'uno, contenente un poco di cotone cardato che arresterà le gocciollette liquide meccanicamente trascinate, l'altro di minor diametro, sotto il quale arde una lampadina a spirito. A breve distanza, da questa l'arsenico andrà a condensarsi, e vi formerà un anello lucente, nero, metallico, che potrà essere spostato e riconosciuto per arsenico se le macchie raccolte sul piatto di porcellana presenteranno i seguenti caratteri:

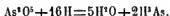
Tocche da una o due gocce d'acqua clorata, di soluzione di cloruro di calce, scompariranno per la trasformazione dell'arsenico in acido arsenico solubile, il quale si produrrà altresì dove coteste macchie vengano tocche dall'acido azotico. Se si evapora allora a secco, si riprende coll'acqua, e si aggiunge una goccia di nitrato di argento ammoniacale, si avrà un precipitato, color rosso matton, di arseniato di argento.

La spiegazione di questo procedimento è facile a dedursi dalle nozioni sulla formazione dell'arsenamina H^3As , sulla trasformazione in lei dell'acido arsenioso ed arsenico a contatto dell'idrogeno nascente, e della decomposizione dell'arsenamina pel calorico.

L'idrogeno nascente si svolge dalla reazione,



L'acido arsenico è ridotto da lui:



Le due molecole finalmente di arsenamina daranno



Due parole ancora sull'acido arsenico, che da qualche anno comincia anch'egli ad avere applicazioni importanti, e quella fra le

altre di servire alla preparazione del magnifico colore cui dassi il nome fucsina, di rosanilina.

Ottienesi l'acido arsenico H^3AsO^4 scaldando l'acido arsenioso coll'acido azotico che abbia densità = 1,35.

Svolgonsi, com'è naturale, vapori di anidride azotosa, e si produce acido arsenico che rimane in soluzione, e che si concentra coll'evaporazione fino a consistenza sciropposa, sotto la quale forma impiegasi appunto alla preparazione della fucsina, facendolo reagire sull'anilina.

Egli contiene il 75 per 0/0 d'acido arsenico solido.

Come il fosforo, l'arsenico può darci l'acido arsenico triatomico, l'acido piro-arsenico, ed il metarsenico,



Distinguesi l'acido arsenico alle seguenti proprietà:

Arrossa fortemente la tintura di tornasole; è ridotto come l'arsenioso dall'idrogeno allo stato nascente e trasformato in arsenamina, H^3As ; neutralizzato coll'ammoniaca precipita in bianco azzurrigno la soluzione di solfato di rame, in rosso mattone quella del nitrato d'argento.

L'acido solfidrico non lo precipita immediatamente, ma dà subito un giallo precipitato di solfuro di arsenico, se l'acido arsenico sia stato prima ridotto dall'acido solforoso.

Si immagini negli acidi dell'arsenico sostituito lo zolfo allo ossigeno, e si avranno due solfuri ai due acidi corrispondenti,



Il primo, che si incontra già bell'è formato in natura, e che viene designato volgarmente col nome di orpimento, può essere ottenuto versando in soluzione di acido arsenioso, cui si aggiunge acido cloridrico, dello acido solfidrico. Si avrà un giallo precipitato di solido arsenioso solubile nell'ammoniaca.

Il secondo si produce lasciando reagire lungamente l'acido solfidrico sull'acido arsenico.

Soggiungeremo incontrarsi nativo altresì un terzo solfuro di arsenico dal color rosso, cui si dà il nome di realgar, rappresentato dalla formola As^3S^2 .

CAPITOLO XIV.

Boro e sue combinazioni — Acido borico — Borato di sodio
e loro applicazioni.

L'azoto, il fosforo, l'arsenico, l'antimonio, il bismuto, da noi locati nella famiglia dei metalloidi triatomici o trivalenti, sono invece rinniti nella famiglia dei pentatomici da altri che in quella dei triatomici inscrivono il solo metalloide boro.

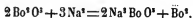
Prima pertanto che passiamo a studiare i due individui della famiglia dei tetratomici, che a noi particolarmente importa conoscere liberi e nelle precipue loro combinazioni, cioè il silicio ed il carbonio, ci occuperemo brevemente del boro e dei composti che forma cogli altri metalloidi, tenendo conto per tal modo della sua analogia cogli accennati elementi tetratomici, presentita fino dal 1840 dall'illustre Dumas, dimostrata e stabilita più tardi dai signori Saint-Claire Deville e Woehler.

Scoperto nel 1808 da Gay-Lussac e Thenard, e quasi contemporaneamente dal Davy, ha per simbolo Bo, per peso atomico 11.

Non si incontra libero il boro in natura, ma si costantemente allo stato di combinazione coll'ossigeno e coi metalli, col sodio principalmente, coll'ossigeno e coll'idrogeno, costituente i composti che accenneremo dopo di aver parlato di lui libero ed isolato, composti dal secondo dei quali appunto può essere ed è ricavato.

Se questo infatti, che porta il nome di *acido borico*, e può essere rappresentato dalla formola H^3BoO^3 , venga portato e mantenuto a sufficientemente elevata temperatura, si ridurrà in un liquido limpido, trasparente, che si rapprende, freddando, in una massa vetrosa. È questo l'acido borico anidro, l'anidride borica Bo^3O^3 . Or bene, se in un crogiuolo di ferro arroventato si proietti un miscu-

glio di 100 gr. di anidride borica, e di 60 gr. di sodio in frammenti i più minuti che sia possibile, poi 40 a 30 gr. di cloruro di sodio pulverulento, e si turi col suo coperchio, avverrà la reazione,



onde una massa fluida miscuglio di cloruro e di borato di sodio, ed entro a lei disseminato il boro diossigenato e libero, che potrà esserne separato, versandola liquida ancora in acqua acidulata col l'acido cloridrico, la quale asporterà, sciogliendoli, il cloruro ed il borato, e lascerà il non solubile boro, da raccorsi in filtro e da lavarsi con acqua acidulata prima, poi distillata, e da lasciar seccare alla ordinaria temperatura, siccome quello che a più elevata si accenderebbe per bruciare com'esca. Il boro così ottenuto, pulverulento, di colore verdastro, e privo affatto di qualsivoglia determinata forma poliedrica, dicesi *amorfo*.

Se invece di operare, come si è pur dianzi accennato, introducasi in crogiuolo di carbone di storta a gaz contenuto in altro più capace di grafite, come lo fecero i signori E. Sainte-Claire Deville, e Woehler, 10^e di anidride borica, ed 8 di alluminio pulverulenti, si porti e mantenga il tutto, per alcune ore, alla temperatura della fusione del nikel, si otterrà del borato di alluminio, e sotto a questo, nel crogiuolo freddato, un massello di alluminio irto, seminato di cristalli di boro che possono venir separati dal metallo nel quale stanno impiantati, facendolo bollire in soluzione di idrato di potassio o di sodio che formerà un solubile alluminato, poi spogliandolo del ferro coll'acido cloridrico, e del silicio con un miscuglio di acido fluoridrico ed azotico. Il boro per tal modo isolato ed appurato, prende il nome di *cristallizzato*, siccome quello le cui molecole aggregate costituiscono dei lucenti cristalli aventi talvolta da quattro a cinque millimetri di diametro, contenenti dal 4 al 6 0/0 di carbonio, che può considerarsi cristallizzato anch'egli, e che presentano la forma di ottaedri regolari, ovvero di prismi dritti a base quadrata, quadrativi, come osservò l'illustre cristallografo Q. Sella, e le stesse modificazioni del diamante, al quale si accostano altresì per la gran durezza.

Le combinazioni del boro cogli altri metalloidi sono il cloruro,

il bromuro, il fluoruro, che artificialmente si ottengono e sono rappresentati dalle formole :



il solfuro e l'acido borico.

Noi, lasciate in disparte le combinazioni del boro coi metalloidi monatomici, ci occuperemo del solfuro e dell'acido.

Rappresentato dalla formola Bo^3S^3 , il solfuro che esiste probabilmente, in alcune località, nelle viscere della terra, può essere preparato facendo passare una corrente di vapore di solfuro di carbonio sopra un miscuglio di anidride borica e di carbone alla temperatura del color rosso, onde la reazione:



Il solfuro di boro così ottenuto, ha la proprietà, se posto al contatto dell'acqua, di decomorsi in acido solfidrico ed acido borico, associando ai suoi gli elementi di lei, come appare dalla equazione



L'acido borico H^3BoO^3 si incontra già bell'e formato in natura, sia libero, sia allo stato di sale, cioè di acido, in cui l'idrogeno è stato sostituito da un metallo. Tale è quello che trovasi in taluni laghi salati delle Indie, nelle montagne del Thibet, nell'isola di Ceylan, in Sassonia ed altrove, designato volgarmente col nome il *borace*, e dai chimici con quello di *borato di sodio*, composto che appunto sopperì quasi fino a questi ultimi anni ai bisogni delle arti e delle industrie, e, trattato con un acido del borico più potente, lo diede libero ed isolato. Da più che mezzo secolo però l'Italia non solo non ha più bisogno di importare dall'India il borato di sodio, ma esporta quantità considerevolissime di acido borico, divenuto sorgente per lei di non contennenda ricchezza. Ed invero fino dal 1776 Hoeffler e Mascagni avevamo scoperto numerose le importanti sorgenti di lui nella vallata circolare che cinge in Toscana i monti di Castel Nuovo. Ivi la terra presenta una moltitudine di crepacci, dai quali prorompono continuamente getti di vapore e di gaz aventi

temperatura prossima ai 100°, e che perciò han nome di *soffioni*. In cotesti vapori, mescolato all'acqua, è l'acido borico volatilizzato, che primo un chimico italiano, Claschi, nel 1815, pensò ad ottenere in soluzione nell'acqua la quale, evaporata poi, lo lasciava cristallizzato. Costrutti egli, a quest'oggetto, attorno ad uno o più soffioni, dei bacini in grossolana muratura, coperti di argilla, vi faceva arrivare le acque delle vicine sorgenti, le quali, passando dall'uno all'altro di una serie di cotesti bacini disposti a gradinata, che presero il nome di *lagoni*, si arricchivano man mano di acido borico. Il Claschi, caduto in uno di questi lagoni, vi perdeva miseramente la vita nel 1816. Oggi il conte Lardarel è il ricco e fortunato possessore della massima parte delle sorgenti dell'acido borico, l'annua produzione del quale si approssima ad 1 milione di chilogrammi.

Coll'acido borico prorompe dai soffioni altresì, col vapore acqueo, dell'acido solfidrico, epperò l'opinione dei chimici essere il primo dovuto alla decomposizione di quel solfuro di boro, da noi pur dianzi studiato, che a contatto dell'acqua, associandosene gli elementi, risolvesi in acido borico e solfuro di idrogeno.

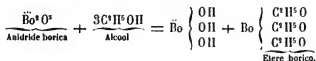
Ci si presenta l'acido borico, se puro, sotto forma di lucenti e bianche lamelle contenenti il 43,6 0/0 di acqua, onde la formola che

già gli conosciamo, H^3BoO^3 , corrispondente a quest'altra $Bo \begin{cases} OH \\ OH \\ OH \end{cases}$.

Quest'acido, al quale per conseguenza corrispondono i borati rappresentati dalla formola generale M^3BoO^3 , dicesi anche *ortoborico*. Scaldato perde una molecola di acqua, e si trasforma in acido metaborico, $H^3BoO^3 - H^2O = HBoO^2$, che dà i metaborati, $MBoO^2$. Portato finalmente alla temperatura del color rosso cupo, si disidrata completamente, e si converte in anidride borica $2HBoO^2 - H^2O = Bo^2O^3$.

Solubile nell'acqua nella proporzione di $\frac{1}{12, 1/2}$ a 100°, colora in rosso la tintura di lacca-muffa. Sottoposta alla distillazione una soluzione satura di lui, seco trascina una porzione di acido borico, il che spiega la sua presenza nel vapore acqueo dei soffioni in Toscana.

È l'acido borico solubile nell'alcool, alla fiamma del quale im-
parte nn color verde. Questa fiamma è dovuta alla combustione
dell'etere borico che si è formato mediante la reazione :



La poca solubilità, a freddo, dell'acido borico dà la ragione per
cui agevolmente dalla maggior parte degli acidi venga egli scac-
ciato dalle sue combinazioni, mentre viceversa, essendo egli di loro
più fisso, può, ad elevata temperatura, spostarli e sostituirli. Serve
l'acido borico alla fabbricazione delle porcellane tenere, delle ma-
ioliche fine, e di taluni vetri e cristalli, ai quali partecipa delle
particolari proprietà. La massima parte però del toscano è tras-
formato, sia a Livorno, sia in Inghilterra, in borato di sodio artefatto,
che viene oramai quasi universalmente sostituito al nativo del-
l'India, e che gode la molto importante proprietà di sciogliere, a
caldo, gli ossidi metallici, pigliando diverse colorazioni, secondo la
costoro natura. Indi l'applicazione di lui anidro e pulverulento a
riconoscerne taluni, a distinguerli fra loro. Così, l'ossido di manga-
nese colora in violetto il borace, quello di cobalto in azzurro cupo,
l'ossido di nichelio in verde smeraldo chiaro, l'ossido di cromo in
verde smeraldo intenso. Indi ancora l'uso del borato sodico a com-
porre gli smalti, le vernici delle maioliche e dei grès, i colori da
applicarsi ai vetri, alle porcellane, e finalmente l'impiego che ne
fanno quotidiano gli orafi, i fabbri ferrai, che lo mescolano pulve-
rulento alle saldature, e possono così, sia mantenere affatto libere
le superficie metalliche che si propongono di riunire, dagli ossidi
sciolti dal borato, sia impedirne con questo l'ulteriore formazione,
sottraendoli al contatto dell'aria.

CAPITOLO XV.

Carbonio — Suoi stati allotropici — Materiali carbonosi — Fabbricazione del carbone di legno per gli usi della domestica economia, delle arti e industrie — Proprietà fisiche del carbone di legno — Analisi dei combustibili solidi — Proprietà chimiche del carbonio e sue combinazioni cogli altri corpi.

Importante fra tutti è il tetratomico metalloide carbonio. Egli è infatti la molecola base intorno alla quale aggruppati l'ossigeno, l'idrogeno, l'azoto, e taluna volta lo zolfo ed il fosforo, costituiscono gli organismi tutti vegetali ed animali ed i loro prodotti, talchè la storia di cotesto corpo, e dei composti suoi innumerevoli, nativi, o ad arte ottenuti, costituisce la parte della chimica, cui si dà il nome di organica.

Noi però non ci faremo novatori arditi troppo, e lo studieremo adesso come appartenente all'ultima famiglia dei tetratomici metalloidi.

Lo rappresentano i chimici col simbolo C , che ne accenna contemporaneamente il peso atomico $=12$, e la capacità di combinazione, la atomicità $=4$, non soddisfatta se non a patto che ad un atomo di lui se ne giustapongano quattro di un elemento monatomico, ovvero due di un biatomico, ovvero un atomo di sè medesimo che costituisca una molecola di carbonio.

Niun corpo che più del carbonio presenti spiccato il fenomeno della allotropia.

Noi lo troviamo difatti libero in natura, e possiamo artificialmente prepararcelo, separandolo dai corpi che lo contengono, diverso così fattamente da sè, che dove la chimica non soccorresse a provarne l'identità, per quanto ci ingegnassimo, non potremmo crederla mai.

Chi non conosce il diamante, cotesta preziosa pietra che è tipo di splendore, e rappresentante della ricchezza? Ora, se non fossero

stati gli esperimenti dell'Averani e del Targioni che lo bruciarono nel 1694, del Davy che nel 1814 li ripeteva nel medesimo luogo a Firenze, del Lavoisier che, bruciandolo nello ossigeno, ne ottenne altrettanto acido carbonio, quanto avrebbe dato un egual peso di carbone di legno, chi avrebbe sognato mai essere cotesti corpi identici affatto per la materia, nè correre fra loro altra differenza se non questa, che nel diamante, parola derivante dalla greca voce *adamas*, che suona duro, indomabile, le molecole del carbonio han presa una particolare disposizione, un ordinamento simmetrico, una forma cristallina in una parola, quella dello ottaedro, del cubo del dodecaedro romboidale, forma che manca in quello di legno, ed altri, e che perciò diconsi amorfi?

Chi crederebbe potersi ad amorfo carbone ridurre il diamante, se il Jacquelin, nel 1847, sottopostolo all'azione di una forte corrente elettrica, non avesse dimostrato che si rammollisce, si gonfia, perde la sua trasparenza, diventa nero, fragile, in tutto simile insomma ad un misero pezzo di quel coake, di cui tanto è il quotidiano consumo? E chi viceversa invece avrebbe supposto potersi ottenere coll'amorfo carbone, come in questi ultimi tempi, dei microscopici cristalli aventi la durezza della polvere di diamante, e tutte le altre sue proprietà? Giova infatti, notiamo per incidenza e per non tornar più su questa varietà di nativo carbonio, essere il diamante il corpo più duro che si conosca, onde, fatta astrazione degli usi cui lo consacrano i privilegiati dalla fortuna, il suo impiego a rendere inalterabili i perni degli orologi, a circondare i buchi delle filiere, che conservano per ciò invariabile il diametro loro.

E se un giorno, che non osiamo sperare però, venisse, in cui qualche fortunato mortale trovasse il modo di produrlo, anche a prezzo d'oro, chi fosse vivo lo vedrebbe formante i guancialetti, su cui poserebbero gli assi delle locomotive.

Un'altra varietà di carbonio nativa anch'ella dopo il diamante, ma alle apparenze tutte da lui immensamente diversa, è quella detta grafite o piombagine, abbondante in Inghilterra, in Francia, in Baviera, e nemmeno mancante all'Italia, che ne ha depositi abbastanza considerevoli nelle valli di Pinerolo.

Collo stesso nome di grafite designasi pure per analogia la ma-

teria carbonosa che si separa in lamelle micacee dal ferraccio fuso e lasciato lentamente freddare, e che si può indi estrarre ed appurare per mezzo degli acidi deboli, del cloridrico, per es.

Dotata della lucentezza e del bigio colore del piombo, untuosa al tatto, la grafite lascia sulla carta, sulla quale venga fregata, una nitida traccia.

Sopporta essa, senza alterarsi o fondersi, le più elevate temperature, a meno che venga scaldata in corrente di ossigeno, nel qual caso brucia vivamente, e si converte in anidride carbonica, non lasciando che un molto esile residuo di argilla ferruginosa che seco trovavasi mescolata.

La difficile combustione, la infusibilità, l'untuosità, la conduttività per lo elettrico e pel calorico della grafite ci danno la ragione dello impiego di lei alla confezione dei crogiuoli refrattarii per la fondita dei metalli e delle leghe metalliche, a scemare gli attriti nelle macchine, e finalmente a metallizzare in galvanoplastica la superficie degli oggetti, e ad impedire ad un tempo che i depositi metallici rimangano a questa aderenti.

Terza fra le varietà del carbonio nativo presentasi l'antracite, contenente, oltre al carbonio, da 0,94 fino al 26 0/0 di materie terrose straniere.

Propria dei terreni di antica formazione, si incontra nel Delfinato in Savoia, in Sassonia, in Inghilterra e negli Stati Uniti.

È nera, lucente, fragile, opaca, secca al tatto. Ha densità inferiore a quella del diamante e della piombagine = 1,6 a 2,4.

Non ha l'antracite usi altri che di servire di combustibile, e presenta inoltre l'inconveniente di non accendersi che difficilmente e di rompersi in minuti frammenti, che possono accumularsi sulle griglie dei focolari ed ostruirle così da impedire l'accesso all'aria alimentatrice della combustione.

Accesa per contro che sia, e se in grandi masse, dà uno dei più violenti fuochi. In taluni luoghi si riduce in polvere, si mescola con un po' di argilla, e si informa in mattoni più che mediocrementemente economici, se bruciati unitamente al legno o ad altri combustibili.

Fra le varietà del nativo carbonio collocano molti fra i trattatisti il carbone di pietra, ossia il litantrace, le ligniti e le torbe.

Sembra più logico chiamarli *materiali carbonosi*, lontanissimi comè sono dal rappresentarci del carbonio libero, isolato e puro. Noi ci occuperemo tuttavia di loro, riserbandoci a trattare più tardi dei prodotti che somministrano distillati.

Si dà il nome di *litantrace*, *carbon pietra*, di *houille* dai Francesi, alla materia costituente gli immensi depositi carboniferi di alcuni fortunati paesi, fra cui primeggiano l'Inghilterra, l'America, che devono a loro gran parte della nazionale ricchezza.

Il litantrace, che può essere in pressochè tutti gli usi sostituito al legno e dare, a peso eguale, una molto più considerevole quantità di calorico, può ritenersi formato di carbonio e di bitume associati a variabili quantità di materie terrose.

Ci si presenta il litantrace in più o meno voluminosi frammenti, che il più sovente si direbbero composti di foglietti sovrapposti gli uni agli altri, aventi cioè la tessitura che si dice scistosa.

Hanno essi in generale color nero lucente, son fragili e poco duri, ma non tanto da lasciarsi rigare dall'unghia, danno polvere nera, o di color bruno cupo, ed hanno densità che oscilla tra l'1,16 e 1,60.

Avviene perciò che, fatta la parte dei vani lasciati dai pezzi fra loro, il peso d'ogni ettolitro di litantrace possa ritenersi = 100 Kil. in media, ma possa variare altresì secondo la grossezza dei pezzi, o gli intervalli che li disgiungono, talchè la compra di questo fossile combustibile presenti garanzie maggiori fatta a peso che a misura.

Si accende il litantrace e brucia molto facilmente con fiamma bianco-giallastra, accompagnata da un fumo nero, e da un odore bituminoso caratteristico, fiamma che dura, secondo la qualità del litantrace, più o meno lungamente, e lascia un carbone incandescente, che continua a bruciare, se la temperatura del camino sia abbastanza elevata, fino a che più non rimanga che una cenere bigiastra mescolata a delle scorie.

Le applicazioni del carbon fossile alla metallurgia, che risalgono alla più remota antichità, son cognite a tutti. Egli può ritenersi la base di qualsivoglia industria che abbisogni, ad attuarsi, di produrre calorico. Indi la crescente consumazione tale e tanta da cominciare a mettere sopra pensiero non abbia a venir giorno in cui

i grandi depositi di lui siano, se non esauriti, almeno di tanto difficile coltivazione da duplicarne o triplicarne il valore.

Se questi timori abbiano o non fondamento chiarisce lo studio della geologia e della mineralogia.

Gli è pure dal litantrace, dalla secca distillazione di lui, che lascia per residuo un più o meno spugnoso e voluminoso, un più o meno compatto e pulverulento carbone detto comunemente *coake*, ed *arso* dagli italiani, che ricavasi il gaz illuminante, e si ottengono come secondarii prodotti il catrame, gli idro-carburi, i quali servono alla preparazione dei colori che gareggiano, per così dire, coi più belli e vivi dei fiori.

Il miglior modo a giudicare della qualità di un litantrace è quello di determinare la quantità di lavoro che può fare nel forno in cui si voglia impiegare. Così nel caso in cui si destini al riscaldamento di un generatore a vapore, il miglior carbone sarà quello del quale si sarà impiegato nelle 24 ore una minor quantità. In questi saggi inoltre si terrà conto della proporzione delle scorie e delle ceneri, dando la preferenza, com'è naturale, fra due litantraci a quella che lasci le une e le altre meno abbondanti, ed accoppii a questa buona qualità la facilità per l'operaio di mantenere il suo fuoco, e di svolgere il meno fumo.

Quanto al calore somministrato dal litantrace, al quale può assegnarsi, in media, se di buona qualità, la seguente elementare composizione, $C=83,00$, $H=5,50$, $O=8$, ceneri, da 2 a 3; può ritenersi lo dia eguale approssimativamente a quello dello stesso peso di un buon carbone di legno, e doppio che il legno secco.

In altre parole 1 Kil. di litantrace potrà bruciando innalzare da 0° a 100° la temperatura di 60 a 70 Kil. di acqua, avrà potenza calorifica, in altri termini ancora, che oscillerà dal 6 al 7.

Come si possa agevolmente determinare cotesta potenza calorifera dei combustibili altrimenti che sperimentando col diretto riscaldamento dell'acqua, lo impareremo dopo che avremo passate a rassegna le altre varietà dei materiali carbonosi, ed accennate alcune fisiche loro importanti proprietà.

È opinione generalmente adottata che il litantrace derivi dalla spontanea decomposizione sott'acqua dei giganteschi vegetali che precedettero la comparsa sulla terra dell'uomo.

La medesima cagione, riprodottasi però in epoche meno antiche, ha dato origine ad un altro materiale carbonoso, che spesso differisce assai poco fisicamente dal litantrace, ma che, meno puro di lui, conserva pressochè sempre la forma esterna e talvolta l'aspetto del legno da cui proviene, e che perciò ebbe il nome di *lignite*, *legno fossile*, *legno bituminoso*.

Questa varietà di carbonio da alcuni anni comincia ad essere impiegata in Italia, alla quale non mancano depositi mediocri di lei.

Distinguesi la lignite dal litantrace, così per la giacitura in terreni di più recente formazione, come per la sua elementare composizione, essendo men ricca di carbonio, e più ricca al contrario di ossigeno, il quale converte almeno i due quinti dell'idrogeno che essa contiene in acqua nell'atto della combustione.

Dà essa inoltre un carbone che serba il volume della lignite sottoposta all'esperimento, non si agglutina, non si fonde, non gonfia, e lascia finalmente, nella massima parte dei casi, assai più ceneri del litantrace.

Fatta inoltre bollire coll'idrato di potassio, dà, la lignite, per cagione di alcuni acidi vegetali che tuttavolta contiene, l'umico per es., una bruna soluzione, mentre il litantrace ugualmente trattato non la tinge nè poco nè punto.

In media la potenza calorifica di una lignite può essere ritenuta $\frac{2}{3}$ di quella del carbone di legno, o di un buon litantrace.

Si ha finalmente un altro combustibile naturale che, come i due precedenti, prodotto dalla decomposizione dei vegetali, è com'essi principalmente costituito di carbonio, ma ne differisce per la natura delle sostanze organiche da cui deriva, e pei modi di sua formazione.

Non occorre si dica esser questo la *torba*, che tutti sanno formarsi nei luoghi paludosi, in cui vanno man mano deponendosi e parzialmente decomponendosi le piante che vi sono vissute.

Questa varietà di materiale carbonoso, la quale non manca nè anch'essa all'Italia, spogliata delle materie terrose con le quali trovasi mescolata, fatta colla pressione più densa e compatta, è chiamata probabilmente a rendere non pochi e segnalati servizi alle arti, all'industria, alla domestica economia, in sostituzione di quel legno del quale eguaglia la potenza calorifica, di lui che incomincia

a mancare, e che noi italiani non ci curiamo di conservare e riprodurre tanto quanto il dovremmo.

Passiamo alle artificiali varietà del carbonio.

Ciò che la natura ha fatto nel lungo correr degli anni, operando sopra masse immense di vegetali, la umana industria dalla più remota antichità cseguisce anch'ella preparando coi vegetali l'artefatto carbone che tutti conoscono col nome di carbone di legno, del quale tanto ancora è l'uso nelle arti e nella domestica economia.

I vegetali sono costituiti da carbonio, ossigeno e idrogeno fra di loro chimicamente associati.

Sottoposti all'azione del calorico, svolgono i due ultimi sotto forma di acqua nelle proporzioni della quale ei li contengono, e lasciano per residuo la massima parte del carbonio che serba tuttora la forma della sostanza dalla quale deriva. A questa decomposizione si dà il nome di *carbonizzazione*, la quale, come è naturale, deve essere escogita od in chiusi recipienti, o per tal modo che l'aria non abbia libero e largo accesso alla materia organica vegetale, portata a temperatura abbastanza elevata per risolverla negli elementi suoi.

Ciò infatti avvenendo, il residuo carbonio si combinerebbe alla sua volta all'ossigeno dell'aria, e scomparirebbe sotto forma di aeriforme anidride carbonica, non lasciando più che le materie minerali fisse contenute nella sostanza organica sottoposta all'operazione che prende il nome di *incinerazione*, lasciando unico fisso residuo le ceneri.

Il carbone ottenuto colla prima delle due operazioni contiene tuttavolta coteste ceneri, ed oltre a ciò una piccola quantità di idrogeno.

La preparazione del carbone vegetale pei bisogni della domestica economia e di talune arti è delle più semplici.

Consiste, tagliati i tronchi, i rami di quercia, di faggio, di carpino, di leccio, di castagno, di tre, quattro, o al più cinque anni, nel disporli in giro così gli uni accosto, e sopra agli altri da costruirne, sul luogo stesso della foresta, delle tronche piramidi, vuote nel centro (*Tav. XI, Fig. 46 e 47*). Si cuoprono di foglie secche, di terra, e si apprende nell'interno loro il fuoco alimentato sul principio dall'aria che vi giunge da alcune aperture lasciate alla base della piramide, da chiudersi non altrimenti che l'apertura su-

periore centrale quando tutta la massa è bene accesa, con che la combustione prosegue lenta, e tutto il legno si converte in carbone duro, compatto, sonoro, a frattura lucente, in ragione del 18 0/0 del legno impiegato a produrlo, e che conteneva questo elemento in ragione del 38, il che dimostra come 20/38 di carbonio siano stati bruciati.

Indi la utile modificazione apportata a questo antico procedimento di carbonizzazione dal signor Foucault, la quale consiste nel circondare la carbonaia di uno steccato di tavole alla distanza di alcuni decimetri, il quale impedendo le correnti d'aria, porta la quantità del carbone ottenuto da 18 al 23-24 per 0/0 (*Tav. XII, Fig. 49*).

I chinesi carbonizzano meglio ancora il legno in taluni forni sotterranei, dove appena che egli è bene acceso non lasciano più penetrare che delle minime quantità d'aria.

Otengono essi per tal modo il 30 e fino il 35 0/0 di carbone.

Nulla di più semplice dei forni chinesi.

Sono fosse munite di due aperture (*Tav. XII, Fig. 50*) diametralmente opposte, l'una delle quali serve di caminiera, l'altra all'entrata dell'aria, in cui si dispongono verticalmente gli uni su gli altri i rami da carbonizzare coperti di terra, e nelle quali è facile, restringendo le aperture, lasciar penetrare aria sufficiente ad alimentare i primordi della combustione, o tanta soltanto che basti appena a lasciarla lentissimamente proseguire.

Le qualità del carbone di legno dipendono:

1° Dalla natura del legno.

2° Dal modo con cui si è proceduto alla carbonizzazione.

Così quanto più il legno è denso, tanto più compatta è la tessitura del carbone.

Non altrimenti una carbonizzazione lentamente condotta dà un minor prodotto, egli è vero, ma lasciando tempo a condensarsi, man mano che si svolgono le materie volatili alle molecole del carbonio, somministra un carbone più fitto, più compatto, di meno facile accensione, e di maggiore durata, come quello che si ottiene dai legni i più duri ed i più densi.

Viceversa, se rapida avvenga la carbonizzazione, come in chiusi recipienti, si ha il prodotto in maggior quantità, più voluminoso,

più leggero, più facile ad accendersi, e dotato di talune altre proprietà che il fanno preferibile, per talune arti, e segnatamente per la confezione delle polveri da guerra, che lo richiedono appositamente preparato nel modo seguente:

Scelgonsi anzi tutto legni leggeri e teneri, come quelli, ad es. di ontano, di alno, di fusaggine, di pioppo, di salice, di tiglio, di nocciuolo, vale a dire giovani rami di quattro, di cinque o sei anni, che vengono spogliati della loro corteccia, la quale darebbe troppa cenere, poi se ne opera la carbonizzazione, la quale in tre modi si fa:

1° Nelle fosse o caldaie.

2° In cilindri scaldati a nudo fuoco.

3° In cilindri a vapore soprariscaldato.

Sono le fosse cavità circolari scavate nella terra di 1^m,5 di diametro, e di uno all'incirca di profondità, vestite internamente di mattoni, in cui la combustione che lenta ed incompleta si fa riduce il legno in carbone nero, che brucia con fiamma corta, molto chiara e senza traccia di fumo.

Il prodotto ottenuto sta al legno nella proporzione del 18 al 20 per 0/0.

Nei cilindri la combustione, o per meglio dire la secca distillazione, è più rapida e dura 12 ore soltanto senza che la temperatura tocchi mai al rosso.

Locati orizzontalmente in appositi forni, portano cotesti cilindri, che hanno ad essere in forte lastrone di ferro o di ferraccio (*Tav. XII, Fig. 52*), all'un capo un otturatore O, provveduto di quattro aperture circolari *a, a', a'', a'''*, in ognuna delle quali si insinua un tubo di lamiera T che penetra nell'interno fino al di là del centro.

Tre di questi tubi, ricevuta una bacchetta dello stesso legno che sottoponesi alla carbonizzazione, son quindi tappati, il quarto T s'innesta ad un tubo di rame ricurvo, che serve allo svolgimento dei vapori e dei gaz formatisi durante l'operazione e che, passando per un coadotto orizzontale, vanno a perdersi nella ciminiera centrale.

Dopo quattro o cinque ore di fuoco, la distillazione è in piena attività, e procede regolarmente fino al termine, approssimandosi il quale si ritraggono da quando a quando le bacchette dai tubi per

giudicare dei progressi della carbonizzazione, e riconoscere se il calore è nei cilindri equamente ripartito.

Quando dal quarto tubo non esce più vapore, si chiudono i registri del forno, e si estrae il domani dal freddato cilindro il carbone, di cui si può fino ad un certo punto prevedere le qualità, epperò gli usi cui può essere preferibilmente destinato.

Se infatti la distillazione non venga spinta fino agli estremi suoi limiti, si avrà la varietà di carbone cui si dà il nome di *rosso*, ed è legno che, torrefatto, lasciò il 40 per 0/0 di un residuo non contenente oltre al 70 o 72 per 0/0 di carbonio, e una considerevole quantità, per contro, pur sempre di ossigeno e di idrogeno.

Questo carbone brucierà con fiamma lunga, accompagnata da un poco di fumo, e servirà alla confezione della polvere da caccia, ma non di quella da cannone, che riuscirebbe esplosiva troppo, schiantia, e rompente.

Se la distillazione invece venga sufficientemente protratta, il carbone ottenuto avrà tutte le qualità di quello che preparasi col più antico sistema delle fosse.

Il signor Violette, finalmente, avendo notato essere i carboni generalmente impiegati nei polverificii diversamente ricchi in carbonio, e le polveri con essi fabbricate dotate di potenza propulsiva disforme, credette, dopo lunghe, pazienti ed accurate indagini, doversi ascrivere una così fatta irregolarità alla temperatura non sempre la stessa applicata alla carbonizzazione del legno. Propose egli perciò l'impiego del vapore acqueo soprariscaldato, che offre il vantaggio di somministrare prodotti identici sempre.

Ad operare la carbonizzazione a vapore, in uso già in taluni polverificii della Francia, del Belgio ed altrove, serve l'apparecchio rappresentato nella Tavola XII, Figura 51. Consta questi di tre cilindri in lastrone di ferro concentrici, cioè di un primo A, bucherellato in tutta la sua periferia e lunghezza, destinato a contenere il legno carbonizzando, di un secondo B circondate il primo, e finalmente di un terzo C che serve di involucro agli altri due.

Scorre sotto al triplo cilindro un serpentino D, comunicante coll'un dei suoi capi, con un generatore a vapore V, mentre s'apre coll'altro nella parte anteriore del cilindro C.

Un focolare alimentato col legno, col coake, o con qualsivoglia

altro combustibile, scalda convenientemente e più o meno, a piacimento dell'operatore, il serpentino.

Un tubo di rame finalmente, che parte dall'esterno cilindro, lascia uscire il vapore, e con questo i prodotti della distillazione.

La quantità di legno da introdursi nel cilindro è dai 25 ai 30 Kil.

Si accende il forno, si scalda il serpentino a 300°, temperatura la più acconcia ad ottenere del carbone rosso, e si apre la chiave d'entrata al vapore V. Si slancia questo dalla caldaia, circola nel serpentino, vi si scalda e penetra nel grande cilindro involucro.

Là esso cammina fra i due cilindri, entra nel centrale buciereclato per la sua parte anteriore aperta, circonda il legno, lo compenetra, ed insinuatosi nei pori di lui lo scalda così da determinarne la carbonizzazione, poi esce dal tubo di rame seco trascinando i prodotti tutti della distillazione gascificati.

L'operazione dura da un'ora e mezzo, a due.

Il carbone ottenuto è di una molto bella qualità, variabile colla temperatura, nero o rosso, secondo che si applicò un più o meno forte calore, e secondo che venne questo più o meno lungamente protratto.

Oltre alla varietà di carbone di cui abbiamo parlato finora, e che prende nomi diversi, secondo la materia organica vegetale od animale da cui deriva, due altre varietà ancora di fattizio carbone potrebbero esserci argomento di studio.

Son queste il nero fumo, ed il carbone animale, nero d'ossa, o nero d'avorio.

Si ottiene il primo, cioè il nero di fumo, condensando in apposite camere il fumo che deriva dalla imperfetta combustione delle materie resinose, bituminose o grasse, fumo che freddandosi depone un carbone leggero, finissimo, e di un nero intenso, contenente l'80 per 0/0 di carbonio puro, il resto di materie saline, e specialmente oleose o resinose, seco asportate durante la combustione.

La carbonizzazione delle ossa, operata in ampie pignatte di ferraccio sovrapposte le une alle altre in grandi ed appositi forni, somministra il fattizio carbone, cui si dà il nome, per la provenienza, di animale, e del quale è una varietà il nero d'avorio ottenuto mediante la carbonizzazione dei ritagli di questo.

Largamente nella industria impiegato il carbone d'ossa, è di tutti il men puro, ma il più eminentemente poroso altresì.

Contiene infatti fino al 90 per 0/0 di materie saline, e soltanto il 10 di carbonio.

Gli stati allotropici diversi del carbonio non ci consentono di studiare in modo generale le fisiche sue proprietà. Noi ci limiteremo pertanto ad accennare specialmente quelle dei fattizi carboni vegetale ed animale.

Tal quale ordinariamente preparasi, è il carbone di legno cattivissimo conduttore dello elettrico, del calorico. Non così dove lo si ottenga a molto elevata temperatura, come quello delle storte a gaz, o venga lungamente in chiusi recipienti calcinato.

In tal caso egli acquista conduttibilità somma, e può essere, com'è difatti, impiegato a costituire uno degli elementi delle pile del Bunsen, ovvero i poli degli apparecchi delle lampade elettriche.

La più importante proprietà però del carbone di legno è quella scoperta dal nostro italiano Fontana, di assorbire i gaz, proprietà che ha comune con tutti gli altri corpi porosi, ma nella quale è primo di tutti.

Introduciamo in campanelle di ammoniacca, di acido cloridrico, solforoso e solfidrico, pezzi di carbone di legno spento e freddato nel mercurio, e vedremo avvenire un rapido assorbimento dei gaz che sonovi contenuti, onde il vuoto formantesi, ed il mercurio occorrente ad occuparlo.

La facoltà assorbente dei gaz nel carbone è in ragione inversa della temperatura, e diretta dalla sua densità; varia inoltre secondo la natura del gaz medesimo.

Così identiche essendo tutte le altre condizioni, i seguenti gaz saranno assorbiti nelle proporzioni di:

Gaz ammoniacco	V. 90
id. cloridrico.	85
id. solforoso	65
id. solfidrico	55
id. carbonico.	35
id. ossido di carbonio	9,42

Gaz ossigeno	9,25
id. azoto	7,05
id. idrogeno	1,75

In una notizia sommaria sulle leggi dell'assorbimento dei gaz per parte del carbone di legno, il signor Smith crede poter annunziare che i gaz sono assorbiti in volumi intieri o in volumi multipli dell'idrogeno.

Egli ottenne con diversi gaz i risultati seguenti :

H	V. 1
Ossigeno	7,99
CO	6,03
CO ²	22,15
CH ⁴	10,01
AzO ²	12,90
SO ²	36,95
Aria	40,063
Azoto	4,27

In altre parole l'assorbimento dei gaz sembra essere in ragione della solubilità loro nell'acqua.

L'assorbimento per parte del carbone dei gaz ci spiega l'aumento in peso dell'abbandonato in umida atmosfera, il quale di vapore acqueo si impregna così da crescere in peso del 12 e fino del 18 per 0/0, l'applicazione che può farsi ed è stata fatta di lui ad appurare l'aria delle miniere, dei pozzi, dei luoghi sotterranei, assorbendo l'acido carbonico, l'ossido di carbonio, l'acido solfidrico che la viziano, l'efficacia di lui a togliere ai liquidi ed alle materie organiche molli i più o meno ingrati odori che diffondono, a conservare le carni, il pesce, la sua antisettica virtù che è molta, della quale già traevano partito gli antichi Egizii per imbalsamare i cadaveri, e che la medicina chirurgia moderna ha rimesso in onore.

Alla facoltà di assorbire i gaz il carbone ne accoppia un'altra ancora non meno importante, di cui deve la scoperta a Lowitz, chimico e marinaio russo, quella di impadronirsi, con una rapidità

per così dire prodigiosa, della materia colorante di pressochè tutti i liquidi vegetali ed animali.

Si tratti col carbone un'acqua bruna per materie organiche in lei contenute, si filtri attraverso a lui, e diventerà affatto limpida ed incolora.

Un rosso aceto può essere fatto bianco, collo stesso procedimento si toglie il suo colore ad una soluzione di indaco, di fucsina, ovvero alla tintura di campeccio.

L'esperienza ha dimostrato la potenza decolorante di un carbone essere tanto più grande quant'egli è più poroso e diviso.

Indi il perchè sovra quello di legno primeggi a questo riguardo il carbone animale, o di ossa, il quale non contiene che il 10 p. 0/0 di carbone, il 90 di sostanze minerali che, vengano eliminate o non, presentano il carbonio disteso sopra una relativamente immensa superficie.

Sono perciò calcolabili appena le quantità di carbone d'ossa in polvere ed in grana che dalle diverse industrie, e dalla saccarifera segnatamente, si impiegano.

Le due proprietà del carbone che abbiamo accennate ci spiccano adesso il come le si applichino a rendere potabili le più corrotte e sucide acque, ad eliminarne le materie sapide odoranti, che ne alterano il gusto o la trasparenza. Indi la moltitudine di apparecchi filtri a carbone che a quest'oggetto sono stati imaginati, e su più o meno vasta scala si impiegano. Così, posto il caso di un luogo in cui non s'abbiano che acque stagnanti e melmose, basterà, lucato uno dei fondi di una botte qualunque, tórre l'altro, bucarlo e ritagliarlo così che possa penetrare ad un terzo dal fondo lasciato, e coprirvi, tenuto a segno da alcune pietre, un alto strato di carbone pulverulento, ed uno meno alto di ghiaia e sabbia.

L'acqua filtrerà dal basso all'alto attraverso al carbone, e potrà essere attinta dalla botte, limpida, incolora, salubre, potabile.

Dovremmo occuparci adesso, dopo avere accennate le fisiche proprietà del carbonio, e le principali e più importanti loro applicazioni, delle chimiche, che è quanto dire delle sue combinazioni cogli altri corpi, di cui usano i trattatisti parlare in chimica inorganica. Prima però di procedere oltre, soddisferemo alla promessa che nel trattare del litantrace abbiamo fatto, esponendo il pro-

cedimento di analisi di lui in particolare, e dei combustibili in generale, purchè solidi.

Quest'analisi abbraccia:

1° La determinazione dell'acqua igroscopica o di interposizione contenuta nel combustibile, la quale, oltre che nessuno vorrà mai pagare come materia utile, non dà, ma assorbe calorico nell'atto della sua evaporazione.

2° Determinazione delle ceneri che lascia e della fusibilità loro.

3° Determinazione dello zolfo che può, trasformandosi in ossigenati composti, deteriorare le caldaie con cui vengono questi a contatto.

4° Determinazione del carbone che lascia, e della costui natura.

5° Determinazione della potenza calorifica.

Queste cinque determinazioni nel seguente modo si fanno:

a) Ridotta in polvere una piccola quantità dell'analizzando combustibile, derivante da un campione composto di pezzi attinti dalle varie parti di una considerevole massa, se ne pesano 10 gr., si introducono in tubo a sottili pareti, chiuso all'un capo, aperto all'altro e si mantengono in bagno ad olio alla temperatura di 110° a 120°, fino a che rimanga stazionario il peso del tubo, la differenza del quale dall'iniziale rappresenterà l'acqua igroscopica in 100° di carbone, se si moltiplichi per 10.

b) Si pesa una navicella di porcellana, di platino, poi si pesa di nuovo dopo averle versato entro una piccola quantità del combustibile seccato, di cui per conseguenza la differenza tra la prima e la seconda pesata rappresenta la quantità ponderale. Si introduce quindi la navicella nel mezzo di un tubo refrattario, comunicante da una parte con un gazometrino di ossigeno, chiuso dall'altra da un tappo attraversato nel centro da un piccolo tubo terminato in punta quasi capillare; si scalda, con lampada a spirito od a gaz, gradatamente il tubo, epperò la navicella ed il combustibile contenutovi; poi quando cessano di svolgersi prodotti volatili, vi si fa passare sopra lenta lenta una corrente di ossigeno che brucia ogni materia combustibile, e lascia residue e nude le ceneri. Si procede ad una terza pesata della navicella, e la sua perdita in peso, rappresentante la parte volatile e volatilizzabile del combustibile, sottratta dal peso

totale di questo, darà il peso delle ceneri da riferirsi agevolmente con una semplice proporzione a 100 del combustibile stesso.

Così, per es., la navicella di porcellana vuota pesi 2 gr., contenente il combustibile seccato e pulverulento 2gr,500. Si avranno 0gr,500 combustibile da bruciare. Si immagini, la combustione avvenuta, la perdita in peso della navicella = 0gr,485. La differenza tra 0gr,500 e 0gr,485 = 0gr,015 sarà il peso cercato delle ceneri in 0gr,500, ossia in mezzo grammo. La semplice proporzione pertanto :

$$0gr,5 : 0,015 :: 100 : x = 3 \text{ per } 0/0,$$

ci darà le materie minerali e fisse, le ceneri, in una parola, del combustibile che raggiungono il 3 per 0/0.

c) Per la determinazione dello solfo che i fossili combustibili possono contenere allo stato di solfuri metallici, di piriti e di calco-piriti seguatamente, gli autori consigliano una moltitudine di procedimenti. Fra tutti, dopo averli sperimentati, pare a noi da raccomandarsi il seguente :

Si pesano 2 gr. del combustibile secco, pulverulento, e si fa reagire su questo, per alcune ore, dell'acido azotico concentrato, vi si aggiunge dell'acqua, poi un eccesso di idrato di potassio riconosciuto privo di solfati, così che il liquido manifesti reazione francamente alcalina, e vi si fa passare entro per 10 o 15 minuti una corrente di eloro, che finisce di sciogliere tutto o la massima parte del carbone, e ne fa ad ogni modo passare lo solfo allo stato di acido solforico. Si versa nel liquido filtrato, cui si aggiunsero, s'intende, le lavature del filtro con acqua distillata, del cloruro di bario, si raccoglie su filtrino il solfato di bario ottenuto, si lava, si secca, si calcina in crogiuolo di platino e si pesa. Il suo peso moltiplicato per 0,1373, darà la quantità ponderale dello solfo corrispondente al solfato.

Si ha infatti :

$$\text{BaSO}_4 = 233 : \text{S} = 32 :: 1 : x = 0,1373.$$

d) La determinazione delle materie volatili, e del residuo carbone si fa, introducendo alcuni grammi del combustibile grossolanamente polverizzato, in crogiuolo di porcellana, chiudendolo col suo coperchio, portandolo quindi e mantenendolo alla temperatura del

calor rosso fino a che cessi ogni svolgimento di prodotti volatili. Si lascia freddare il crogiuolo, e si pesa. La differenza fra questo secondo ed il peso iniziale rappresenta i prodotti volatili che il combustibile somministra, intanto che il carbone rimasto nel crogiuolo, secondo che sarà spongioso, leggero, agglutinato, rigonfio, *boursoufflé*, come dicono i francesi, ovvero accenni ancora le masse primitive, ma le une alle altre aderenti (*coake fritté*), ovvero si conservi tuttavia polverulento, e tal quale venne sottoposto alla calcinazione, farà conoscere gli usi ai quali meglio è, il combustibile che si esamina, appropriato.

e) Si dà il nome di *potenza calorifica* di un combustibile al numero delle *calorie* che 1 Kil. di lui produce nell'atto della sua completa combustione, mentre la *caloria* a sua posta è la quantità di calorico capace di innalzare di 1° la temperatura di 1 Kil. d'acqua, quantità di calorico che se trasformasi in forza è eguale a 424 chilogrammetri, capace cioè di fare il lavoro necessario e bastevole ad innalzare 1 Kil. all'altezza di 424 metri, o reciprocamente di elevare ad 1 metro di altezza 424 chilogrammi.

Così 1 Kil. di puro carbonio che bruci intieramente darà 8080 calorie corrispondenti ad 8080×424 chilogrammetri = 3,425,920, un chilogramma di idrogeno 34,600 calorie, che possono perciò cambiarsi in forza viva più che quadrupla di quella data da un egual peso di carbonio.

Tenuto conto di questi numeri, è da avvertirsi però che se, oltre ai due accennati elementi, idrogeno e carbonio, un combustibile contenga inoltre dell'ossigeno, non svolgerà calorico se non quella porzione dell'idrogeno in lui contenuta residua, dopo che tutto l'ossigeno sia stato trasformato in acqua, od in altre parole la *potenza calorifica* dell'idrogeno sarà eguale a quella che avrebbe da solo menomata di tante volte 34,600, quante volte 8 di ossigeno che consumano 1 di idrogeno, od in altri termini ancora non si calcolerà la *potenza calorifica* se non dell'idrogeno, che non dovrà essere impiegato a formare coll'ossigeno dell'acqua.

Premesse queste considerazioni, nulla di più facile a determinarsi della *potenza calorifica* di un combustibile, quando si conoscano le quantità di carbonio, di idrogeno e di ossigeno che in 100 parti contiene, e che si determinano per mezzo dell'analisi organica

clementare, la quale consiste nel trasformare il carbonio e l'idrogeno di un dato peso di combustibile in anidride carbonica, CO_2 , ed acqua H_2O , poi dedurre dal costoro peso quello del carbonio e dell'idrogeno, e per differenza quella dell'ossigeno.

Supponiamo, a recarne un pratico esempio, cotesta analisi di un litantrace già bell'eseguita, e che abbia chiarito in 100 parti dell'analizzato combustibile contenersi:

Carbonio		83
Idrogeno		5,66
Ossigeno		8,04

In questo *cannel coal* inglese avremo a calcolare la potenza calorifica del carbonio e dell'idrogeno, meno la quantità del secondo necessaria a trasformare gli 8,04 di ossigeno in acqua, dataci dalla proporzione:

$$8:1::8,04:x=1,005.$$

Ora $5,66-1,005=4,655$ idrogeno.

Avremo pertanto:

$$\begin{array}{l} \frac{1}{\text{Carbonio}} : \frac{8080}{\text{Potenza calorifica}} :: \frac{83,75}{\text{C. in 100 di litantrace}} : x=6727, \\ \frac{1}{\text{Idrogeno}} : \frac{34600}{\text{Potenza calorifica}} :: \frac{4,655}{\text{H in 100 di litantrace}} : x=1610,63, \end{array}$$

che sommato col 6727, rappresentante la potenza calorifica del carbonio, dà potenza calorifica totale $=8337,63$.

Non sempre però si conosce il tenore in carbonio, idrogeno ed ossigeno, del combustibile di cui si desidera conoscere la potenza calorifica, o non si hanno i mezzi ed il tempo ad intraprenderne l'analisi elementare.

Viene acconcio in tal caso un molto semplice e spiccio procedimento dovuto al Berthier, procedimento fondato sui principii seguenti:

1° La potenza calorifica di un combustibile è proporzionale alla quantità di ossigeno che consuma onde intieramente bruciare.

2° Un grammo di puro carbonio che abbia a bruciare, e non possa attingere altrimenti l'ossigeno alla sua combustione indi-

spensabile se non da un ossido, da quello di piombo, ad es., darebbe 34 gr. di piombo metallico, ridotto, cioè l'1/3 appunto di quello ridotto da un egual peso di idrogeno.

3° Che per conseguenza dal peso del piombo ridotto da un gramma di combustibile è facile dedurne la potenza calorifica colla semplice proporzione :

$$\frac{34}{\text{Piombo ridotto da 1 gr. C puro}} : \frac{8080}{\text{Potenza calorifica}} :: \frac{n}{\text{Piombo ridotto}} : x.$$

Ciò posto, a determinare la potenza calorifica del combustibile solido col metodo Berthier, ridottolo in polvere la più sottile che torni possibile, se ne pesa 1 gr., e separatamente si pesano 40 e 30 gr. di ossido di piombo puro, sottilmente anch'egli polverizzato, e privo assolutamente di piombo metallico.

Si versa la metà dei 40 gr. di ossido in crogiuolo di terra refrattaria, poi il gramma di combustibile mescolando con ben pulita bacchetta di vetro i due corpi, intanto che si va aggiungendo il residuo del primo, e che si cuopre il tutto cogli altri 30 gr. di lui, pigiandone leggermente la superficie. Si adatta al crogiuolo il suo coperchio, ed introdottolo in fornello fra mezzo a ben accesi carboni, se ne innalza rapidamente la temperatura fino a fusione del litargirio, che si riduce a perfetta liquidità con un ultimo e più vivo colpo di fuoco.

La capacità del crogiuolo ha da esser tale che la materia introdottavi non ne occupi più della metà.

Si toglie il crogiuolo dal fuoco, si lascia freddare, si rompe. Se l'operazione è stata ben condotta, si avrà un bottone di piombo lucente, pulito che si stacca agevolmente dal litargirio. Si pesa questo e per mezzo della semplice proporzione già pur dianzi accennata si deduce la potenza calorifica del combustibile analizzato.

Ci serva di esempio l'operazione eseguita sopra una lignite :

Rotto uno dei tre crogiuoli, in ognuno dei quali bruciammo 1 gramma di lei coll'ossigeno dell'ossido di piombo, staccammo dal litargirio il bottone di piombo ridotto. Lo pesammo, e lo abbiamo trovato = 27^{gr},22. Diremo pertanto :

$$\frac{34}{\text{Piombo ridotto da 1 gr. C}} : \frac{8080}{\text{Potenza calorifica}} :: \frac{27,22}{\text{Piombo ridotto da 1 gr. lignite}} : x = \frac{6443}{\text{Potenza calorifica della lignite.}}$$

Passiamo alle chimiche generali proprietà del carbonio.

Caratterizza chimicamente il carbonio la sua grande affinità per l'ossigeno al quale, se portato a sufficientemente elevata temperatura, avidamente e rapidamente si associa, con svolgimento di calorico luminoso.

Indi il perchè il carbonio abbiasi a ritenere e sia corpo eminentemente riducente, e l'impiego di lui in metallurgia semprechè trattasi di ridurre un ossido metallico, riduzione che allè ordinarie od alle poco elevate temperature può ottenersi quando si possa presentare gazofo il carbonio, cioè allo stato del meno ossigenato dei composti suoi di altro ossigeno avidissimo. Così è che noi potremo appunto ridurre l'oro contenuto in soluzione di cloruro, facendo passare in lei una corrente di ossido di carbonio, ovvero ghielo somministreremo scaldandolo a contatto con acido ossalico che appunto risolverassi, egli rappresentato dalla formola $H^2C^2O^4$, in acido carbonico ed ossido di carbonio:



il quale reagirà sul cloruro d'oro, come lo rappresenta la seguente equazione:



Ed ecco per incidenza fin d'ora accennati i due ossigenati composti che forma il carbonio, l'ossido di carbonio, cioè, e l'anidride carbonica, che, se le si associno gli elementi di una molecola di acqua, supponesi in acido carbonico trasformata.

Occupiamoci brevemente di questi due composti.

Rappresentato il primo dalla formola CO , ed avente per conseguenza peso molecolare $= 28$, producesi ogni qual volta l'ossigeno o l'aria atmosferica che lo contiene, vengano a sufficientemente elevata temperatura a contatto con un eccesso di carbonio.

Gli è così che da una massa di acceso carbone cui giunga l'aria parca ed a stento, noi vediamo levarsi le azzurrine fiammelle, le quali altro non sono se non ossido di carbonio che si combina nuovo ossigeno, brucia, e si converte nel nuovo e più ossigenato composto del carbonio, in anidride carbonica, così che egli pro-

ducesi, ogni qual volta sopra una incandescente massa di carbone si spruzzi dell'acqua che cederà, decomponendosi il suo ossigeno al carbonio, e ridurrà coll'idrogeno ad un inferior grado di ossidazione l'anidride carbonica che già si fosse formata.

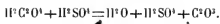
Parecchi sono i procedimenti con cui si preparano i chimici nei laboratorii loro l'ossido di carbonio, all'oggetto di studiarne, come noi lo faremo, le proprietà.

Ci contenteremo, per amore di brevità, di accennarne due soltanto.

Consiste l'uno nel far reagire sull'acido ossalico dell'acido solforico.

Tolta questo all'acido ossalico una molecola d'acqua, lo trasforma in anidride ossalica, che libera non può sussistere, epperò sdoppiasi in anidride carbonica che viene assorbita da una soluzione di idrato di potassio, fissata allo stato di carbonato, ed in ossido carbonico:

I.



II.



Carbonio ed azoto associati atomo ad atomo, costituiscono una molecola di un peculiare composto che può associarsi ancora un altro atomo di idrogeno, o di un metalloide o metallo monatomico, rappresentando con essi loro le parti di un monatomico elemento.

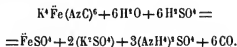
A questo composto, rappresentato perciò dalla formola C^1Az o dal simbolo Cy, i chimici danno il nome generico di radicale, lo speciale, di cianogeno.

Egli è che associato all'idrogeno costituisce il velenosissimo acido cianidrico, detto volgarmente prussico, in combinazione al mercurio il cianuro di mercurio che riscaldato può darlo, il cianuro di potassio di cui si valgono la galvano doratura e l'argentatura, e la fotografia, egli è finalmente, che associato in ragione di 6 molecole ad un atomo del biatomico ferro, ed a quattro del monatomico po-

tassio, costituisce il giallo corpo, i bei cristalli di cianoferruro di potassio, detto più comunemente prussiato giallo di potassa.

Gli è dalla reazione dell'acido solforico su questo cianoferruro di potassio, e sulla sua acqua di cristallizzazione che noi possiamo ottenere col secondo procedimento l'ossido carbonico.

Avremo infatti:



Basta perciò lo scaldar blandemente un miscuglio di 1 p. di prussiato giallo con 8 a 10 n. di acido solforico, perchè l'ossido di carbonio si svolga a torrenti.

È l'ossido di carbonio un gaz permanente, incolore, insipido, inodoro, dotato d'una densità, paragonata a quella dell'aria = 0,697, a quella dell'idrogeno = 14, poco o punto solubile nell'acqua.

Non comburente, spegne un corpo infiammato che immergasi in ui, ma combustibilissimo si infiamma e brucia con fiamma azzurrigna, trasformandosi nel più ossigenato composto del carbonio, cioè in anidride, od acido carbonico.

Indi la sua grande potenza riducente, tale da decomporre a caldo e ridurre la massima parte degli ossidi metallici, ed a freddo perfino l'ossido idrico, l'acqua, in presenza di corpi che possano appropriarsene l'idrogeno, come lo dimostrammo appunto pur dianzi, quando supponemmo fosse fatto gorgogliare in soluzione di cloruro d'oro.

Inetto ad alimentare la combustione, non può l'ossido di carbonio servire alla respirazione.

Avvi ancora di più, esercita egli sulla animale economia la più deleteria azione. A lui infatti che, mescolato nella proporzione dell'1 per 0/0 soltanto all'aria atmosferica è micidiale, vogliono esserc attribuiti i funesti accidenti di cui per gran tempo fu incolpato non dirò l'innocente ed innocuo, ma certo il men deleterio e venefico gaz acido carbonico.

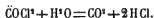
Informi un animaletto a sangue caldo che può vivere in molto limitata atmosfera contenente l'1/3 per lo meno del suo volume di acido carbonico dall'animale stesso espirato, ma che muore pochi

istanti dopo che sia stata viziata l'aria che lo circonda con una piccola quantità di ossido di carbonio.

Non occorre aggiungere adesso considerazioni sul pericolo grave e presentissimo cui si espongono coloro che, a serbar tiepido l'ambiente di una sala, di una camera da letto, di un dormitorio, vi introducono, o vi lasciano dei bracieri, o chiudono la valvola del camino, della stufia contenente ancora più o meno considerevoli quantità di brace, di residui di non consumato combustibile. Costoro espongono sè, o gli altri a non svegliarsi il domani.

Del resto la statistica dei suicidi perpetrati o tentati col carbone non sarebbe certo delle meno dolorose e curiose ad un punto.

I moderni chimici ritengono l'ossido di carbonio come un radicale biatomico $\dot{\text{C}}\text{O}$, cui danno il nome di carbonile, ed appoggiano questa loro ipotesi al fatto che sotto l'influenza della luce l'ossido di carbonio posto a contatto col cloro se ne combina due atomi e forma il composto $\dot{\text{C}}\text{OCl}^2$, detto già acido cloro oxi-carbonico, e che più logicamente potrebb'essere chiamato cloruro di carbonile. Questo se incontri l'acqua si combina gli elementi di lei, e si sdoppia in tre molecole, una di acido carbonico, due di acido cloridrico.



Diasi al carbonile un altro atomo di ossigeno, ovvero si combinino fin dal principio al carbonio due atomi di lui, e si avrà l'ossido di carbonile, l'anidride, l'acido carbonico.

Rappresentato egli perciò dalla formola CO^2 , ha peso molecolare = 44.

Costante prodotto della combustione del carbonio in sufficiente quantità di ossigeno, epperò dell'ordinaria combustione, della respirazione dell'uomo e degli animali, della decomposizione delle sostanze organiche, e di non poche chimiche reazioni che avvengono alla superficie e nelle viscere della terra, dei vulcani in attività, niuna meraviglia pertanto che si abbia a trovare già bell'e formata l'anidride in natura, vuoi libera, vuoi combinata.

Si trova infatti costantemente, come lo vedremo, nell'aperta aria, nella proporzione di alcuni decimillesimi, in più o meno considerevoli nella confinata, alimento alla famiglia dei vegetali e per

questi agli animali. Il carbonio infatti, tanta parte dei primi e dei secondi, non deriva altrimenti se non dall'acido carbonico che attingono nell'atmosfera, e che decomposto dalle parti verdi sotto l'influenza della luce diede ad essi, e per essi, agli animali il carbonio, restituì all'atmosfera l'ossigeno.

Troviamo l'acido carbonico nel seno alle terre, e segnatamente alle calcari, in molte cavità o Grotte, in molte miniere in cui rende pericolosa l'entrata, disagiato il lavoro. Insegni la Grotta del cane presso a Pozzuoli, sulle rive del lago d'Agnano.

Si trova sciolto in una moltitudine di acque dette per conseguenza gazoze, e che vengono artificialmente imitate. Tali quelle di Seltz, di Pirmont, di Spà, e di Vichy. Ed è finalmente il gaz acido carbonico che in tanta copia si svolge dall'alcoolica fermentazione delle uve, che riempie talvolta le male aerate cantine.

Chimicamente associato finalmente ai metalli, costituisce il gaz acido carbonico una porzione non certo esigua della solida corteccia del nostro pianeta.

Così è che in combinazione col calcio forma il carbonato calcareo, e le numerose varietà di pietre che lo contengono, i marmi tanto abbondanti, le crete, le marne. *

Impariamo a prepararci l'acido carbonico libero, isolato, ne studieremo quindi il più brevemente che sia possibile le proprietà.

È il carbonico un acido hibasico, il quale se venga posto a contatto di un idrato di metallo mono o biatomico si combinerà due atomi dell'uno od un atomo dell'altro, e trasformerassi in neutro e solubile carbonato se il metallo è alcalino, in carbonato insolubile se terralcalino o terroso, ovvero in bicarbonato solubile se in due molecole, dei quattro atomi di idrogeno, due soltanto siano stati sostituiti da un metallo mono, o biatomico.

Or bene i carbonati, meno gli alcalini di potassio, sodio, litio, e i terralcalini, meno quelli di bario, di stronzio, i bicarbonati tutti scaldati dimettono per intiero o per metà l'anidride carbonica onde son costituiti, e ad anidri ossidi, ovvero a neutri carbonati riduci. La fabbricazione della calce ce ne porge l'esempio. Il calorico decompone il nativo carbonato di calcio in anidride carbonica che si svolge, in ossido di calcio che resta.

Fatto bollire, il bicarbonato di calcio, abbandonato a sé stesso,

dà la metà dell'anidride carbonica che il costituisce, e lascia dell'insolubile e neutro carbonato, mentre l'anidride che si svolge manifesta la sua presenza riproducendoci del neutro ed insolubile carbonato, se passò attraverso all'acqua di calce.

A rigore di termini pertanto potremmo ottenere l'acido carbonico decomponendo col calorico un neutro carbonato, ovvero portando all'ebullizione una soluzione di un bicarbonato, e faremmo ciò che fa la natura nelle viscere della terra, probabilmente, quando svolge le grandi quantità di anidride carbonica che prorompe dagli ignivomi vulcani, dal suolo in talune località, ciò che fa dalla più remota antichità l'industria.

Ricorreremo però a molto più spiccio procedimento, che poggia sulla debolezza relativa dell'acido carbonico spostato dal cloridrico, dal solforico, dall'azotico, dall'acetico, dalle sue combinazioni, proprietà che serve a fare riconoscere a primo tratto un carbonato.

Tocco infatti questo da uno qualsivoglia degli acidi sovraccennati, svolge l'anidride carbonica trasformandosi in cloruro, solfato, azotato od acetato, e produce il fenomeno cui si dà il nome di effervescenza.

Introduciamo dunque uno di questi nativi carbonati, il meno costoso, il calcare, in una fiala di Woulf, facciamovi arrivare a contatto dell'acido cloridrico, ed avverrà la reazione dalla seguente equazione rappresentata :



si formano in una parola una molecola di cloruro di calcio, una d'acqua, ed una di anidride carbonica che noi potremo raccogliere in campanelle, facile a distinguersi dagli altri corpi gassosi tutti alla proprietà che ella ha di essere intieramente assorbita da una soluzione di idrato di potassio che le si faccia passare a contatto.

È l'acido carbonico, alle ordinarie temperature e pressioni, aeriforme, gassoso, incolore, dotato di odore lievemente pungente, di un sapore piccante. Informino le acque gassose e taluni vini che lo contengono in considerevoli quantità.

Sottoposto a 0° — alla pressione di 36 atmosfere, fu liquidificato nel 1823 dal Faraday, solidificato nel 1835 dal Thilorier a Parigi,

dove nel 1840 la ripetizione dello stesso esperimento, per cui si richiedono speciali apparecchi, uno dei quali violentemente esplose, costò la vita al signor Hervy, giovane preparatore della scuola di farmacia.

È l'acido carbonico allo stato di gaz una volta e mezzo più pesante dell'aria, paragonato alla quale ha densità $= 1,529$, all'idrogeno $= 22$.

Indi la possibilità di raccorlo, come lo vedremo, per ispostamento, di travasarlo, versandolo come un liquido d'uno in altro recipiente scacciandone l'aria che vi è contenuta, indi la spiegazione del perchè egli si raccolga nei luoghi più bassi, ed avvenga nella Grotta del cane ciò che in recipiente in cui abbiansi a due diverse altezze due accesi cerini, ed entro al quale vada arrivando l'acido carbonico.

I cerini al basso si estinguono, proseguono ad ardere gli altri.

Il cane nella grotta, che da lui si intitola, si trova avviluppato da un'atmosfera di acido carbonico, l'uomo respira in virtù della più alta statura, dell'aria ordinaria.

È l'acido carbonico solubile nell'acqua nella proporzione di volume a volume qualunque siasi, entro certi limiti, la pressione che ei soffre.

Indi la fabbricazione delle acque gazoze che contengono il loro volume di acido carbonico sotto la pressione di cinque, di otto e perfino di dieci atmosfere, cioè cinque, sei, otto o dieci volte tanto di gaz che all'ordinaria pressione avrebbero disciolto, indi l'ingegnoso apparecchio Briet, mediante il quale, facendo esercitare dallo stesso acido carbonico che si svolge dalla reazione sul bicarbonato di sodio dell'acido tartarico e viene a contatto coll'acqua, una pressione di 3 o 4, atmosfere possiamo estemporaneamente procacciarcì dell'eccellente acqua di Seltz (*Tav. XI, Fig. 48*).

Esercita l'acido carbonico una caratteristica azione sulla tintura di tornasole. Egli la volge al colore del vino inacquato, ma la modifica temporariamente soltanto.

Scaldata infatti, dimette il gaz acido carbonico, e ripiglia il suo primitivo colore.

Ultima ed importantissima a conoscersi fra le proprietà dell'acido carbonico è la sua incapacità ad alimentare la combustione

combustione da noi dimostrata pur dianzi, e per conseguenza la respirazione. Al quale proposito giova il notare che, meno deleterio è vero dell'ossido di carbonio, non opera soltanto esercitando sull'animale economia un'azione negativa, sospendendo cioè la respirazione per mancanza di ossigeno, ma sivero ancora agisce sul cervello e sui nervi, dando luogo, se contenuto nella proporzione di $1/5$, di $1/4$ nell'aria, ai sintomi dell'apoplessia, cui tien dietro la morte.

Indi le precauzioni, non mai troppe, da aversi quando si tratti di penetrare in luoghi dove se ne accumulino grandi quantità, e la importanza di conoscere i mezzi a sgombrarneli, di sostituire a lui altrettanta pura e salubre aria; la necessità di non frapporre indugi a trasportare all'aperto chi, per copia di gaz acido carbonico inspirato, pericoli; la indispensabilità di provvedere con una ben regolata ventilazione al rinnovamento della confinata aria nella quale i lumi, i combustibili pel riscaldamento, la respirazione degli animali, la fermentazione dei liquidi zuccherini ed altre cosifatte cagioni introdussero quantità di gaz acido carbonico che superino soltanto l'1 per 0/0, quantità che basta a rendere l'aria insalubre.

Dopo l'anidride carbonica merita di essere conosciuto un composto del carbonio e dello solfo che riceve oggidì, nell'industria del vulcanizzato caoutchouc ed altre, applicazioni importanti. È questo rappresentato dalla formola CS_2 , la quale chiarisce potersi considerare come anidride carbonica in cui due atomi di ossigeno vennero sostituiti da due dell'equivalente solfo.

A lui si dà volgarmente il nome di solfuro di carbonio, quello di acido solfo-carbonico dai moderni chimici che lo ottengono facendo passare sul carbone di legno incandescente dei vapori di solfo.

È il solfuro di carbonio un liquido incolore, mobilissimo e molto refrangente, dotato di un forte e fetido odore analogo a quello del cavolo fermentato, avente una densità $= 1,271$, che entra in ebullizione a 46° , si infiamma e brucia con fiamma azzurra trasformandosi in acido solforoso ed in acido carbonico.

Avvertimmo già la storia del carbonio e dei composti suoi, od aversi, logicamente operando, a rimandare a quella parte che siamo usi distinguere col nome di *chimica organica*, o viceversa, abolita

la divisione della chimica in minerale ed organica, doversi, trattando del carbonio, studiare subito dopo le combinazioni organiche e i derivati loro. Noi però tenendo una strada di mezzo, dopo avere accennate le due più semplici combinazioni del carbonio coll'ossigeno, cioè il carbonile, CO , e ossido di carbonile od anidride carbonica CO_2 , recheremo ancora, prima di abbandonare l'importante studio del tetratomico metalloide, l'esempio di due sue combinazioni coll'idrogeno, riserbandoci di tornarci ad occupare e di questi e degli altri molti carburi in chimica organica.

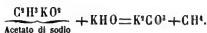
Sono i due composti, il protocarburo ed il deutocarburo di idrogeno.

Rappresentato il primo dalla formola CH^4 , detto anche gaz dei pantani (idruro di metile), è il prodotto della decomposizione di un gran numero di sostanze organiche sotto l'influenza dell'ordinaria, o di elevata temperatura.

Indi lo svolgersi di lui dalle acque stagnanti e melmose, mescolato a variabili quantità di azoto, di ossigeno, di acido carbonico.

Egli è che si accoglie in talune miniere di litantrace, che sbocca in parecchi luoghi, come a Pietra Mala negli Apennini, a Barigazzo presso Modena, dalle crepature della terra, delle rocce, e che altrove, condotto per mezzo di tubi, nelle interne abitazioni, vi si fa servire di combustibile per gli usi della domestica economia.

Preparasi puro, introducendo in una storta un miscuglio di 4 p. acetato di sodio cristallizzato, 40 di idrato di potassio, e 60 di calce viva, onde la reazione:



È il proto-carburo puro così ottenuto gazo, incolore, inodoro, insolubile nell'acqua, dotato di una densità = 0,556.

Posto a contatto di un corpo infiammato si accende, e brucia con fiamma azzurrigna e luminosa già, ma assai meno di quella del bicarburo di idrogeno, trasformandosi in acqua e gaz acido carbonico.

Mescolato nella proporzione di due volumi a quattro di ossigeno, ovvero ad un grande eccesso d'aria atmosferica, violentemente de-

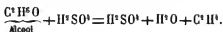
tuona a contatto di un corpo infiammato, onde le tremende esplosioni di cui furono e sono vittima talvolta i minatori, dalle quali come torni facile premunirci lo chiariremo parlando della fiamma.

Passiamo al bicarburo di idrogeno, detto dai moderni chimici etilene, siccome quello che rappresenta l'idrato di etile, cioè l'alcool meno una molecola d'acqua, ed è perciò alla sua volta rappresentato dalla formola C^2H^4 .

Scoperto nel 1795 da taluni chimici olandesi, che lo chiamarono gaz oleofacente, per la proprietà che ha di associarsi al cloro, e di formare un composto, cloruro di etilene, $C^2H^4Cl^2$, di apparenza oleaginosa, ottiensì puro col seguente procedimento.

Si introduce in capace ed ampia storta una parte d'alcool e 4 di acido solforico, scaldasi, e si raccoglie, dopo averlo lavato in soluzione di idrato di potassio o di sodio, il gaz che si svolge.

Lo somministra la reazione :



È il puro bicarburo di idrogeno gazzoso, incolore, di un odore empireumatico ed etereo, coercibile; epperò liquidificabile sotto una pressione di alcune atmosfere, ovvero alla molto bassa temperatura data da un miscuglio di etere e di liquida anidride carbonica.

Pochissimo solubile nell'acqua, sciogliesi invece molto facilmente nell'acido solforico concentrato, il che lo distingue dal proto-carburo.

Combustibilissimo, brucia con fiamma molto luminosa analoga a quella dell'olio, del sego, della cera, dell'acido stearico.

Mescolato a 6 volumi di ossigeno, detuona violentemente all'approssimarsi di un corpo infiammato, mandando in pezzi le pareti del recipiente che lo contiene, se non abbastanza resistenti.

Ciò spiega il perchè delle esplosioni non infrequenti, e non senza danni talvolta gravissimi, per fughe di questo gaz nelle interne abitazioni.

Al bicarburo di idrogeno ed al vapore di taluni altri idro-carburi volatili che può contenere, deve il gaz illuminante le proprietà che ne legittimano il nome.

Primo, il francese ingegnere Lebon, nel 1785, imaginò di far

servire il gaz derivante dalla secca distillazione del legno e del litantrace, in chiusi recipienti, alla illuminazione.

Dieci anni dopo Murdoch, in Inghilterra, illuminava l'officina di Watt col gaz che gli inglesi chiamarono *light* o *luce*.

Cotesto nuovo ramo d'industria tuttavia non ebbe assicurata una vita florida e duratura che nel 1816 nel primo dei due paesi, mentre in Francia, dove era nata, fece fino al 1820 cattivi affari, nè risorse se non quando lo ingegnere Pauwels la perfezionò.

Oggi non è incivilita città che non sia rischiarata dalla fiamma del gaz.

Lo si fabbrica generalmente col litantrace, fra le cui varietà ottima e sovra ogni altra preferita quella cui dassi il nome di *cannel-coal*, la quale viene sottoposta in storte di ferraccio, o meglio di terra refrattaria alla brusca azione di una molto elevata temperatura.

Il litantrace si decompone e dà, oltre che non pochi prodotti che si condensano e costituiscono il catrame, fra cui notansi principalmente l'acido fenico, l'ammoniaca, l'anilina, la benzina, il toluene e la naftalina, un miscuglio gazofo composto di:

Idrogeno bicarbonato	8
Protocarbonato	72
Ossido di carbonio	13
Acido carbonico	4
Acido solfidrico	3
	100

È questo il miscuglio, che convenientemente appurato dall'acido carbonico, dal solfidrico, costituisce il gaz illuminante, lontano, come si vede, dal rappresentarci del puro bicarburo di idrogeno, alla piccola proporzione del quale, l'8 per 0/0, va tuttavia debitore della sua potenza illuminante.

CAPITOLO XVI.

Silicio — Sue stato in natura — Sue combinazioni cogli altri metalloidi.

Ultimo fra i metalloidi rimane a studiarsi il silicio.

Abbondantissimo e molto diffuso anch'egli, come il carbonio, in natura, tetratomico, capace di assumere l'identica forma cristallina, ma diverso da lui per ciò che non si incontri che allo stato di combinazione coll'ossigeno, con questo o coll'idrogeno che può essere ed è sostituito dai metalli, diverso altresì perchè mentre concorre in copia alla formazione di un'immensa moltitudine di specie minerali, non è come il carbonio elemento indispensabile dei composti organici.

È il silicio rappresentato dal simbolo $\overset{iv}{Si}$, ha peso atomico = 28.

Lo si ottiene artificialmente dai chimici, *amorfo* e *cristallizzato*, coi seguenti procedimenti:

1° Si mescolano insieme del fluoruro doppio di silicio e di potassio, e del potassio in pezzi i più minuti che sia possibile, e si porta il miscuglio alla temperatura del calor rosso incipiente.

Avviene la reazione:



e si ha del fluoruro di potassio solubile nell'acqua, e del silicio amorfo, bruno, pulverulento, infusibile, insolubile nei liquidi tutti, l'acido fluoridrico eccettuato che, svolgendo idrogeno, può trasformarlo in gassoso fluoruro di silicio.

2° Si mescolano insieme 3 p. di fluoruro silicico-potassico, 3 di zinco in grana, ed 1 di sodio, e si proiettano in arroventato crogiuolo di ferro. In virtù della reazione che già abbiamo accennata si avrà del libero silicio che sciorrassi nello zinco, e vi si deposerà entro cristallizzato sotto forma di lamelle, o di lucenti aghi del color dell'acciaio, aggregati di microscopici ottaedri.

Trattando il massello di zinco cogli acidi cloridrico o solforico diluiti, si avrà residuo e libero il cristallizzato silicio che avrà durezza tale da rigare ed anche tagliare il vetro, e si distinguerà inoltre dall'amorfo per ciò che resiste inalterato all'azione dell'acido fluoridrico.

A differenza del metalloide che non si incontra nativo, le combinazioni del silicio sono oltremodo in natura abbondanti. Prima fra tutte quella che ei forma coll'ossigeno.

A questa si dà il nome di *anidride silicica*, che viene rappresentata dalla formola SiO^2 . Ella è cristallizzata od amorfa. Se incolora l'anidride silicica cristallizzata prende il nome di *cristallo di rocca*, di *quarzo jalino*, la forma del quale è quella del prisma esagonale terminato da piramidi a sei faccie. Tale è l'anidride silicica che s'incontra cristallizzata tanto nettamente nel marmo di Carrara, quella che abbonda nei filoni che attraversano antichi terreni, nei monti della Svizzera, della Tarantasia, del Delfinato, del Madagascar, la quale serve oggi alla confezione delle lenti per gli occhiali inalterabili.

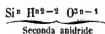
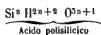
Sono proprietà di lei la densità $= 2,6$, la durezza superiore a quella del vetro e dell'acciaio medesimo, e soprattutto la doppia rifrazione. Non si fonde alle elevatissime temperature di un forno a vento, e si fa appena pastosa a quella del cannello a gaz ossidrico. Affatto insolubile negli acidi, il fluoridrico eccettuato, è appena intaccata dalle soluzioni alcaline anche concentrate e calde, ma trasformasi agevolmente in silicato fusibilissimo e solubile nell'acqua, se posta e mantenuta, polverulenta principalmente, a contatto cogli idrati alcalini di potassio, di sodio sottoposti alla fusione ignea. Sono precipue varietà della silice anidra amorfa le *agate*, la *pietra piromaca* o *focaja*, la *pietra da macina*, il *diaspro*, il *tripoli* ed il *grès*. Il *falso topazio* e l'*ametista* invece sarebbero anidra e cristallizzata silice, colorata, nel primo, dal perossido di ferro, nella seconda da quello di manganese.

Si imaginino alla molecola dell'anidride silicica, SiO^2 , associati gli elementi di due molecole di acqua, e si avrà l'acido silicico H^2SiO^4 detto anche altrimenti *acido ortosilicico*, siccome quello da cui derivano gli altri acidi silicici. Ed invero se egli, che troviamo

sciolto in minime quantità nelle acque pressochè tutte, in quella di oltre ad $1/2$ gramma per litro nelle acque dei Geyser d'Islanda, venga abbandonato a sè stesso, sciolto nell'acqua, si trasformerà, per la spontanea evaporazione di questa, e con perdita di una molecola di lei, nella varietà di acido cui si dà il nome di *metasilicico*, rappresentato dalla formola H^2SiO^3 , il quale, a differenza dell'ortosilicico che non può sussistere se non in soluzione nell'acqua, è in questa solubile appena, solido, trasparente come il quarzo; e mentre il primo è tetrabasico, cioè può associarsi 4 atomi di un metallo monatomico, potassio, sodio, litio ad es., sostituentisi ai quattro atomi di idrogeno che sono in lui, il secondo è bibasico solamente. Avvi ancora di più; può l'acido ortosilicico, condensate parecchie delle sue molecole in una sola, dare origine ad una serie numerosa di acidi polisilicici, che perdendo una, due o più molecole di acqua, daranno le corrispondenti anidridi, ovvero i corrispondenti silicati quando il basico idrogeno che esse contengono sia da un equivalente metallo sostituito. Così mentre tre molecole di acido orto-silicico condensate in una darebbero l'acido trisilicico $H^4Si^3O^9$, questo per la perdita di quattro molecole di acqua si convertirà nella anidride silicica $H^4Si^3O^5$ tetrabasica, cui dassi il nome di *acido parasilicico*, quel desso che si ottiene dalla reazione del fluoruro di silicio e dell'acqua, ovvero decomponendo con un acido una concentrata soluzione di tetrasilicato di potassio o di sodio.

È l'acido *parasilicico* bianco, solido, polverulento, appena solubile nell'acqua prima che questa abbia potuto trasformarlo in acido ortosilicico. Scaldato finalmente da 100° a 120° , perde una molecola di acqua, e si trasforma in *acido piro-silicico* bibasico $H^4Si^3O^8 - H^2O = H^2Si^3O^7$, bianco, polverulento, che il calor rosso riduce a tre molecole di anidride silicica $H^4Si^3O^7 - H^2O = 3SiO^2$.

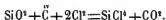
In generale può ritenersi che il condensamento in una di più molecole di acido orto-silicico dia origine agli acidi polisilicici, e la perdita d'acqua per parte di questi ad anidridi siliciche, rappresentati gli uni e le altre dalle formole generali:



$\text{Si}^n \text{H}^{3n-4} \text{O}^{2n-2}$
Terza anidride e così di seguito fino alla trasformazione in $n \text{SiO}^2$.

Valga un esempio. Due molecole di acido orto-silicico condensatesi in una sola daranno una molecola di *acido disilicico*, $\text{H}^6\text{Si}^2\text{O}^7$, da cui per eleminazione di una, di due molecole d'acqua, deriveranno le anidridi disiliciche prima e seconda, $\text{H}^4\text{Si}^2\text{O}^6$, $\text{H}^2\text{Si}^2\text{O}^5$. Gli acidi polisilici, e le corrispondenti anidridi ci spiegano la costituzione dei nativi silicati, e la complessa loro molecola, non altrimenti che le proprietà dell'anidride silicica ci danno ragione delle importanti applicazioni di lei, della quale ci occuperemo brevemente dopo che avremo prima brevemente accennate le combinazioni del silicio all'idrogeno, al cloro, al fluoro, onde l'acido idrofluosilicico, e finalmente allo solfo.

Chi su miscuglio di anidride silicica polverulenta e di secco carbone, portato al calor rosso, faccia passare una corrente di cloro otterrà il cloruro di silicio prodotto dalla reazione :

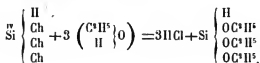


Il cloruro di silicio così ottenuto, liquido alle ordinarie temperature, si decompone al contatto dell'acqua, o, per meglio dire, associandosene gli elementi, si sdoppia in acido cloridrico e silicico,



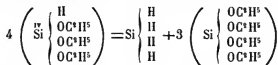
I signori Friedel e Ladenburg sono altresì pervenuti, appurando colla distillazione il composto ottenuto dal Woehler, facendo reagire sul silicio, a caldo, una corrente di acido cloridrico, a preparare un composto volatile tra i 34° ed i 37° , cui dassi il nome di cloroformio silicato, siccome a quello che ha la stessa chimica costituzione del cloroformio, ossia del cloruro di metile bichlorato CHCl^3 , ovvero dell'idruro di metile, gaz dei pantani, che noi conosciamo, in cui tre atomi di idrogeno siano stati sostituiti da tre di cloro. Nel cloroformio silicato il silicio ha sostituito l'atomo di carbonio, onde la formola SiHCl^3 .

Or bene se, come lo vedremo in chimica organica, facciasi reagire una molecola di cloroformio silicato su tre molecole di alcool etilico, si avrà la reazione seguente:



Sottomettendo all'azione del sodio il corpo $\text{Si} \begin{pmatrix} \text{H} \\ \text{OC}^{\text{H}}\text{H}^{\text{S}} \\ \text{OC}^{\text{H}}\text{H}^{\text{S}} \\ \text{OC}^{\text{H}}\text{H}^{\text{S}} \end{pmatrix}$ l'alcantino

metallo in virtù della sua presenza, per catalissi, lo determina a sdoppiarsi in silicato di etile ed in idruro di silicio, ossia altrimenti idrogeno silicato SiH^{H} , come consta dalla equazione



È questo il procedimento con cui potè essere primamente ottenuto l'idrogeno silicato puro, che presenta analizzato la formola SiH^{H} , e che attesta tanto evidentemente la tetratomicità del silicio.

Wœhler e Buff avevano però già ottenuto l'idruro di silicio mescolato all'idrogeno, facendo polo positivo di una pila un massello di alluminio molto silicifero immerso in soluzione di cloruro di sodio, mentre il Martins ottenevalo anch'egli a sua volta decomponendo coll'acido cloridrico il siliciuro di magnesio, da lui preparato mediante la reazione di un miscuglio di fluoruro silicico-potassico, cloruro di magnesio, sodio, e cloruro di sodio, reazione rappresentata dall'equazione:

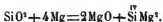


Facendo reagire sul terracalino siliciuro l'acido cloridrico, si ha svolgimento di idrogeno silicato, formazione di cloruro di magnesio.

Il primo si svolge e si accende spontaneo a contatto dell'aria, con più o meno veemente esplosione, semprechè l'acido cloridrico contenga tracce anche minime di cloro. Il secondo rimane in soluzione nel liquido unitamente all'acido silicico derivante dalla combustione dell'idrogeno silicato.

Noi abbiamo trovato un metodo più spiccio ancora a preparare il siliciuro di magnesio, e con questo l'idrogeno silicato.

Consiste nel mescolare all'anidride silicica polverulenta, ad un silicato alcalino, terroalcalino o metallico il suo volume di magnesio polverulento, nell'introdurre il miscuglio in tubetto di vetro chiuso all'un capo, aperto all'altro, poi nel portare la materia a temperatura del calor rosso scuro. Avvicine allora una gagliarda reazione con svolgimento di calorico luminoso, rappresentata dalla equazione:

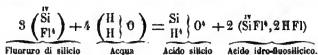


Il $\overset{\text{IV}}{\text{Si}} \text{Mg}^2$ così ottenuto gettato nell'acido cloridrico contenente tracce di cloro, come il commerciale, ovvero addizionato con una o due gocce di acido azotico che mette cloro in libertà, o con alcune gocce di cloruro di calce, si trasforma in cloruro di magnesio e idrogeno silicato, che al contatto dell'aria si accende esplodendo e forma delle corone nell'aria, non altrimenti diverse da quelle date dall'idrogeno fosforato che per un colore lievemente azzurrigno.

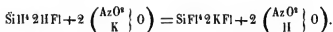
Questa reazione del magnesio sull'acido silicico e sui silicati somministra un mezzo quanto pronto altrettanto semplice e sicuro a riconoscere la presenza loro in un minerale, che trattato come abbiamo ora ora descritto somministrerà siliciuro di magnesio, epperò il caratteristico idrogeno silicato, impossibile a confondersi cogli altri gaz spontaneamente infiammabili, e segnatamente col fosforo di idrogeno dal penetrante odore de' bianchi tartufi.

Parlando già dell'acido fluoridrico e della sua azione sui silicati, notammo emergere indi del fluoruro di silicio e dell'acqua. Indi il metodo a preparare questo fluoruro, il quale consiste nello scaldare un miscuglio di anidride silicica, di acido solforico e di fluoruro di calcio, onde svolgimento di un gaz che spande all'aria densi e bianchi fumi.

Questo gaz portato a contatto con l'acqua si sdoppierà, appropriandosi gli elementi, nel modo rappresentato dalla equazione :



L'acido idro-fluosilicico separato colla filtrazione dal silicico poco nell'acqua solubile, costituirà un sensibile reagente dei sali della potassa, nei quali produce un precipitato di poco solubile doppio fluoruro silicico-potassico,



Se all'ossigeno dell'anidride silicica si imaginino sostituiti due atomi di zolfo, si avrà il solfuro di silicio SiS^{IV} , che si prepara facendo passare del vapore di solfuro di carbonio sull'anidride silicica portata al calor rosso, onde formazione di anidride carbonica e di solfuro di silicio, che trovasi però già bell'e formato, probabilmente, nelle interne viscere della terra, e che decomponendosi al contatto dell'acqua dà origine ad acido solfidrico, ed alla varietà d'acido silicico la meglio solubile nell'acqua, $\text{H}^{\text{I}}\text{SiO}^{\text{I}}$, quella varietà medesima che noi troviamo nelle acque dei *geisers* d'Islanda ed in altre assai.

Due parole adesso delle applicazioni dell'acido silicico.

Dell'impiego nelle costruzioni dei naturali silicati, quali sono le serpentine, i graniti, ed altre specie minerali, di cui è principio costituente l'acido silicico, non occorre parlarne. Quanto alle applicazioni dell'acido libero, le principali ci sembrano :

1° Il servire di materia prima alla fabbricazione dei vetri, onde constano i recipienti ed i vasi di mille forme e ragioni che servono all'industria, alla domestica economia, dei cristalli bianchi e coloriti, istoriati, che servono, come nessuno lo ignora, a lasciar penetrare nelle abitazioni, negli edifizî diversi la luce, ma non la esterna e fredda aria, alla ornamentazione dei templi, dei palazzi, a tutelare i monumenti d'arte. Così chi visiti il chiostro dell'Annunziata a Firenze, vi trova, con lodevole, saggio ed imitabile accorgimento, coperti da vitree lastre i dipinti di Andrea del Sarto.

2° Di servire alla preparazione del vetro fusibile e solubile.

3° Alla silicizzazione con questo delle pietre calcari, porose ed analoghe.

Non è qui il luogo di esporre i procedimenti per la fabbricazione dei vetri e dei cristalli, industria che, cognita primamente ai Fenici, non passò in Italia ed a Venezia che ai tempi delle prime crociate, e dalla Regina dell'Adriatico, che serba tuttavia ancora oggidì le antiche e rinomate sue fabbriche, in Francia, Inghilterra e Germania, paesi nei quali assunse proporzioni veramente colossali, ed a tal grado di perfezione pervenne da maravigliarci davvero. Dei vetri e dei cristalli che possono essere considerati come silicati, ottenuti col calorico, a base principalmente di calce, di soda, di potassa, di ferro, di piombo, di allumina, di magnesio, di manganese, di stagno, diremo trattando dei metalli e delle costoro combinazioni saline. Basteranno per adesso, a dimostrarci la parte che alla composizione loro prende essenzialissima l'acido silicico, i dati della seguente tavola:

	Vetro di Boemia	Vetro da vasellame	Vetro da lastre	Vetro da bottiglie	Crown-glass inglese	Cristallo	Smalto
Silice	71,6	69,75	75,9	55,55	62,8	56,0	31,6
Calce	10,0	13,31	3,8	29,22	12,5	2,6	—
Potassa	11,0	—	—	5,48	22,1	8,9	8,3
Soda	—	15,22	17,5	—	—	—	—
Magnesia	2,5	—	—	—	—	—	—
Allumina	2,2	1,82	2,8	6,01	2,6	—	—
Ossido di ferro. . . .	3,9	—	—	5,74	—	—	—
Ossido di manganese	0,2	—	—	—	—	—	—
Ossido di piombo . .	—	—	—	—	—	32,5	50,3
Ossido stannico . . .	—	—	—	—	—	—	9,8

Guardando a questa tavola, è facile dedurre a primo tratto il nome di *vetro* competere agli artefatti silicati aventi a base la soda,

quello di *cristallo* agli altri che hanno per base la potassa e l'ossido di piombo. Se poi tenuto conto dei numeri rappresentanti le proporzioni dell'anidride silicica e dei diversi componenti di cotesti silicati, si stabilisca un calcolo, conterà, tutti, nessuno escluso, aversi a ritenere silicati acidi, condizione indispensabile a che tanto il vetro quanto il cristallo non siano troppo agevolmente fusibili, essendo la fusibilità dei composti vetrosi in ragione inversa dell'acido silicico che di loro fa parte, resistano all'azione dell'acqua, alle ordinarie temperature e pressioni, a quella delle piccole quantità di acido carbonico che nell'atmosfera son contenute, non solamente, ma delle considerevoli quantità di lui che derivate dalla fermentazione alcoolica di liquidi zuccherini possono in chiusi recipienti, acquistata la pressione di parecchie atmosfere, esercitare sulle costoro pareti azione tanto efficace da sostituirsi in parte all'acido silicico, da sciogliere trasformate in carbonati e bicarbonati le basi che a questi si trovano associate, facendolo libero ed isolato (1), condizione indispensabile finalmente a poter presentare durezza bastante onde non essere agevolmente rigati e spoliti.

Ed invero, se il fabbricante, a rendere, con economia di combustibile, le sue paste più fusibili, sia stato più largo, apprestandole, nelle proporzioni delle alcaline o terralcaline basi, si avranno lastre che, esposte all'aria, ne attrarranno non solamente l'umidità come tutte fanno, ma cederanno all'acqua, all'acido carbonico, che in soluzione vi è contenuto, una porzione della base alcalina derivante dal silicato che fu decomposto, e che perciò si appanneranno; si avranno vassellami e bottiglie a cui l'acqua, a temperature e pressioni anche ordinarie, massimamente se contenente acido carbonico, eserciterà la sua alteratrice azione, efficacissima poi se coadiuvata da pressioni superiori alla normale di molto; avverrà in una parola, in poco tempo, ciò che, dopo alcuni anni, accade alle lastre ben fabbricate che chiudono le finestre di un luogo in cui si raccolgono quotidianamente, o spesso, e vi dimorino in numero alquanto considerevole uomini od animali. Esse si alterano profonda-

(1) Così noi abbiamo osservato essere avvenuto sulle interne pareti di talune bottiglie che avevano contenuto del mosto d'uve bianche molto zuccherine, il quale compì nelle bottiglie stesse la sua fermentazione alcoolica. L'acido silicico libero formava un sottilissimo strato nell'interno della bottiglia.

mente, e la superficie loro è modificata così che decompongono la luce, e presentano i colori dell'iride; avverrà ciò che accade nel seno alla terra, in cui gli insolubili nativi silicati, decomposti dall'acido carbonico, danno i solubili carbonati e bicarbonati alcalini e terralcalini, ed il solubile acido silicico H^4SiO^4 , i quali concorrono all'alimentazione dei vegetali.

Non è dunque indifferente la composizione dei vetri, dei cristalli che hanno ad essere ai diversi usi impiegati, tanto migliore risultandone la qualità quanto minori in loro saranno le proporzioni delle basi alcaline, e più considerevoli quelle dell'acido silicico, della calce, della magnesia, dell'allumina, cioè delle basi terrose. Ma come riconoscere cotesta composizione? Col mezzo dell'analisi, non difficile ad eseguirsi col seguente procedimento.

Riducasi in fina ed impalpabile polvere il vetro analizzando, se ne pesino 5 gr., e mescolatili intimamente con 25 di carbonato di sodio secco, si calcinino fortemente in crogiuolo di platino. Si avrà così un silicato basico tanto che sarà solubile perfino parzialmente nell'acqua.

Trattato coll'acido cloridrico diluito, ei si sciorrà intieramente. Si evapori la soluzione a secchezza, si scaldi il residuo a 200° , poi si tratti una seconda volta con acido cloridrico diluito. Tutte le basi passeranno in soluzione, rimarrà insolubile e sola l'anidride silicica, che, se raccolta su filtrino, lavata, seccata e pesata, farà conoscere le proporzioni della silice nel vetro, relativamente alle basi che impareremo a suo tempo a riconoscere ed a quantitativamente determinare.

Si è detto e ripetuto, la fusibilità e la solubilità nell'acqua dei silicati essere in ragione inversa della quantità d'acido silicico onde sono costituiti, e diretta delle basi alcaline che ne fan parte.

Su questi principii è fondata la seconda applicazione dell'acido silicico, la preparazione del *vetro solubile*, che serve alla *silicizzazione*.

È il vetro solubile un semplice silicato di potassio o di sodio, che si ottiene nel modo seguente:

Si introducono in un crogiuolo 10 p. di carbonato di potassio, 15 di sabbia silicea, ed 1 di carbone; si portano e mantengono per qualche tempo alla temperatura della fusione, poi si versa la massa

liquida su lastre di ferro, di rame, si lascia freddare, si polverizza, si lava con l'acqua fredda, e si fa bollire con quattro volte il suo peso di lei.

Tutto l'alcalino silicato passa in soluzione, e può essere, come primamente lo praticò il Fuchs, che diede a questo vetro solubile il suo nome, applicato sulle tele, sul legno, fatti, sua mercè, non infiammabili.

Lo stesso alcalino silicato è quello che impiegasi alla silicatizzazione, all'indurimento delle pietre.

Consta infatti che se, anche alle ordinarie temperature, si tratti la creta con una soluzione di silicato alcalino, ha luogo la costui decomposizione in acido silicico che scaccia l'acido carbonico dalla creta, e gli si sostituisce, formando colla calce un silicato calcareo; mentre la potassa, la soda cambiansi in carbonati, intanto che un'altra porzione dell'acido silicico fatto libero dal carbonico dell'aria, gelatinoso a tutta prima, si contrae, si indura, e diventa col tempo capace di rigare il vetro medesimo.

Non altrimenti avviene se la pietra silicatizzata sia il solfato calcareo. Ha luogo formazione di solfato di potassio, di sodio, e viceversa di silicato di calce.

Il vetro solubile deve essere stemprato nell'acqua così che segni 35° all'areometro di Beaumé, ed applicato alle pietre a tre riprese, coll'intervallo di tre giorni dall'una all'altra. Si afferma che la silicatizzazione di ogni metro cubo di pietra non costa più di L. 0,75.

È da notarsi che fatta, quand'è possibile, a caldo la silicatizzazione è più completa, massimamente se le pietre vengano introdotte in recipienti contenenti le soluzioni silicee sotto la pressione di alcune atmosfere; che finalmente, dove si vogliano colorire queste pietre le quali possono prendere un bel pulito quanto i marmi diversi, basterà di far penetrar nella pietra silicatizzata le soluzioni degli acidi o dei solfuri metallici coloranti.

CAPITOLO XVII.

Dell'aria atmosferica — Della normale e libera — Della confinata e viziata —
Della combustione e della fiamma.

Allo studio dei metalloidi e dei precipui composti che formano è da aggiungersi quello di un loro miscuglio che avvolge da ogni parte il nostro pianeta e noi, e del quale tutta ci si rivelerà la suprema importanza quando ne avremo conosciuto l'ufficio in natura. A lui si dà il nome di aria atmosferica.

Gli antichi collocavano l'aria fra i loro elementi, intendendo significare, probabilmente, esser dessa materia prima assolutamente indispensabile alla formazione, allo accrescimento, alla vita degli organismi vegetali ed animali, alla circolazione della organizzata e della bruta materia. E gli antichi si sarebbero apposti al vero, se alla parola elemento avessero annessa la significazione da noi supposta. Non così dove la parola elemento si ritenga sinonimo di semplice e non decomponibile corpo. Ed invero il Lavoisier, fino dal cadere del passato secolo, dimostrava essere l'aria un miscuglio di azoto e di ossigeno con un semplice quanto concludente e paziente esperimento.

Introdusse egli in un palloncino A (*Tav. XIII, Fig. 54*), il collo del quale si protendeva in un lungo tubo B piegato due volte ad angolo retto, e che si innalzava quasi fino alla sommità di una campana graduata C locata sul mercurio, contenente 1000^{cc} di aria divisa dalla esterna, una certa quantità di mercurio, e per mezzo di un sottoposto fornello D lo portò e mantenne per dodici giorni e dodici notti di seguito a temperatura prossima alla ebullizione. Vide il Lavoisier il volume dell'aria contenuta nella campana andar man mano scemando, poi rimaner stazionario, ridottosi da 1000^{cc} a 730 di un gaz che spegneva i corpi infiammati, che uccideva gli animali costretti ad ispirarlo, ed il mercurio essersi intanto coperto di un rosso e cristallino polviscolo che su vi galleggiava. Questo polvi-

scolo, che doveva contenere la porzione dell'aria scomparsa, venne da lui raccolto, introdotto in piccola storta, e portato al calor rosso incipiente, con che potè raccogliere un volume di gaz eguale approssimativamente a quello dell'aria scomparsa, avente le proprietà tutte dell'ossigeno, e che mescolato all'aria residua nella campana, la faceva nuovamente capace di servire alla combustione ed alla respirazione, identica insomma a quella sulla quale egli aveva sperimentato.

Conchiuse il Lavoisier essere l'aria costituita da azoto ed ossigeno nella proporzione di 73 del primo, di 27 del secondo.

Il Lavoisier aveva sperimentato coi mezzi che poteva avere a sua disposizione, lontani certamente dalla perfezione di quelli che i successori suoi avrebbero potuto più tardi impiegare, e che li condussero, corretti i numeri dati da lui, a stabilire potersi l'aria ritenere un miscuglio di 79 0/0, in volume, di azoto, di 21 di ossigeno, 4/5 all'incirca del primo, 1/5 del secondo, o in numeri più esatti ancora di 20,93 di ossigeno, di 79,07 di azoto, in peso di 23,13 di ossigeno, di 76,87 di azoto.

Sarebbe varcare di troppo i confini di un corso elementare, se tutti si volessero esporre i più o meno moderni procedimenti per l'analisi dell'aria atmosferica, descrivendo ad un tempo gli apparecchi che, solleciti dell'esattezza, i fisici ed i chimici hanno immaginato per attuarli, quali quello del Doyère e del Regnault. Ci limiteremo pertanto a farne cogniti alcuni, dando la preferenza ai più facili, spediti e semplici contemporaneamente, dopo avere sommariamente descritto il metodo *delle pesate* col quale i due illustri chimici francesi Dumas e Bousingault, intrapresa l'analisi dell'aria atmosferica normale, determinarono le proporzioni ponderali dei due suoi elementi, e le deboli variazioni che nelle diverse circostanze ed epoche questi poterono presentare. Riposa questo procedimento sulla affinità del rame per l'ossigeno, alla temperatura del calor rosso incipiente, onde avviene che se gli si faccia arrivare a contatto una corrente d'aria, egli, fissato l'ossigeno di lei, separato dall'azoto, che rifiuta associarsi, e che rimane per conseguenza libero, isolato, rappresenti, col suo aumento in peso, la quantità di ossigeno, rapporto all'azoto se questo venne raccolto e pesato.

Ciò posto (*Tav. XIII, Fig. 56*), locato sopra un oblungho fornello a carbone od a gaz F, nn tubo poco fusibile T, pesato esattamente prima, picno di tornitura di rame, munito delle chiavette r , r' , ai due opposti capi, vuotato, colla macchina pneumatica, intieramente dell'aria atmosferica in lui contenuta, messolo in relazione senza tuttavia aprir le chiavette, dall'una parte con un pallone della capacità di 10 litri vuoto d'aria anch'esso, dall'altra con un sistema di tubi a bolle e ad U destinato ad assorbire l'acido carbonico ed il vapore acqueo che l'aria poteva contenere, lo portarono alla temperatura del calor rosso, ed aprirono quindi le chiavette. Spogliatasi nel primo tubo a bolle L contenente una soluzione di idrato di potassio, e nei successivi quattro ad U, pieni di frammenti di pietra pomice imbevuti dello stesso idrato, del suo gaz acido carbonico, poi nel tubo a bolle O, e nei due altri f , f' , contenenti acido solforico monidrato, e vetro grossolanamente pesto imbevuto d'acido anch'esso, si slanciò l'aria nel tubo eudiometrico a contatto del rame, che se ne appropriò l'ossigeno e ne lasciò isolato l'azoto. Aprirono allora la chiave R del vuoto pallone con precauzione, e per modo che lenta, e bolla a bolla vi affluisse l'aria a riempirlo, o per meglio dire il residuo azoto di lei spogliatasi, nel suo passaggio sul caldo rame, dell'ossigeno.

Quando riconobbero il pallone esser pieno di azoto da ciò che niuna bolla d'aria esterna più non si vedeva passare attraverso all'idrato potassico del tubo a bolle L, chiusero le chiavette R, R', lasciarono freddare il tubo, e lo disgiunsero dal pallone.

L'aumento in peso di questo rappresentava il peso dell'azoto dell'aria, meno la piccola quantità di lui rimasta nel tubo. Pesarono per conseguenza quest'ultimo una prima volta, poi, fattovi il vuoto, una seconda, aggiunsero la differenza fra le due pesate al peso dell'azoto trovato nel pallone, e la somma dei due numeri esprime la totale quantità dell'azoto relativamente all'ossigeno, il peso del quale risultò dalla differenza fra il peso iniziale del tubo eudiometrico e quello trovato nella seconda pesata, dopo averne sgombrato l'azoto facendovi il vuoto. Spieghiamoci con un esempio:

Terminata l'operazione, siasi trovato nel tubo eudiometrico, pieno ancora d'azoto, l'aumento in peso = $3\text{gr},802$.

Siasi fatto il vuoto in lui, e constatato che in una seconda pesata siasi ridotto l'aumento in peso sull'iniziale a 36r,780.

Si conchiuderà:

1° Che il tubo conteneva 06r,022 di azoto da aggiungersi a quello che si troverà nel pallone.

2° 36r,780 di ossigeno, appartenenti al volume d'aria venuta a contatto col rame che lo fissò.

Si imagini finalmente che il pallone pesato accenni, tenuto conto dell'azoto contenuto nel tubo, un aumento in peso di 126r,570.

Rappresenterà questo la quantità ponderale d'azoto mescolato a 36r,780 di ossigeno, e costituente perciò 166r,350 d'aria.

Sarà facile pertanto, ottenuti questi tre numeri, determinare con una semplice proporzione le quantità ponderali di azoto e di ossigeno in 100 parti d'aria. Ed invero si avrà:

$$\underbrace{16,350}_{\text{Aria}} : \underbrace{3,780}_{\text{Ossigeno}} :: \underbrace{100}_{\text{Aria}} : \underbrace{x}_0 = 23,130. \quad \underbrace{100}_{\text{Aria}} - \underbrace{23,13}_0 = \underbrace{76,87}_{\text{Az.}}$$

Quattro sono i metodi che più semplici e rapidi di quello delle pesate, invece più esatto, furono appunto con questo controllati dal Dumas e dal Bousingault. Cotesti metodi sono:

1° L'eudiometrico.

2° Il metodo per assorbimento dell'ossigeno dell'aria col fosforo a caldo ed a freddo.

3° Col pirogallato di potassio dovuto al Liebig.

Eseguivasi già negli andati anni col primo dei quattro procedimenti la volumetrica analisi dell'aria con un apparecchio che dall'uso e dal nome del suo inventore chiamavasi Eudiometro di Volta. Operando però con questo sull'acqua, avevasi una cagione di errore nell'aria che, ad un dato momento svolgendosi, venivasi ad aggiungere ai gaz dei quali si doveva misurare il volume. L'eudiometro di Volta fu quindi abbandonato, e cesse il luogo agli eudiometri a mercurio, fra cui usitatissimo quello di Bunsen. Altro questo non è se non un lungo tubo di vetro, a forti e resistenti pareti, graduato, munito superiormente di due fili di platino terminati in un anello ciascuno esternamente, e che penetrati nell'interno del tubo ne seguono, applicandovisi, la curvatura per finire a breve distanza

l'uno dall'altro, e fra i quali perciò scoccherà la scintilla se venga posto uno degli anelli in comunicazione col suolo, intanto che si approssimi il piatto di un carico elettroforo all'altro, ovvero si annettano loro i poli negativo e positivo di un rocchetto di Rumkorff.

Qualunque sia l'apparecchio che ad eseguirlo si impieghi, poggia l'analisi eudiometrica sul fatto che, mescolando all'aria atmosferica il suo volume di idrogeno, tutto l'ossigeno in lei contenuto verrà impiegato a bruciare un volume di idrogeno doppio del suo, ed a formarne dell'acqua, onde la conseguenza che, cognito essendo il volume di gaz scomparso dallo eudiometro, dopo il passaggio dello elettrico, e convertitosi in acqua, il volume della quale può essere trascurato, questo diviso per 3, ossia $\frac{1}{3}$ di questo, rappresenterà l'ossigeno che nella analizzata aria si conteneva.

Informi un esempio: si facciano passar nello eudiometro 100^{cc} di aria ben secca, e 100 di idrogeno puro e secco anch'egli; si avrà miscuglio = 200^{cc}, che attraversato dalla scintilla elettrica si ridurrà se l'aria è normale a 137^{cc}. Scomparvero dall'eudiometro pertanto 63^{cc}, che divisi per $\frac{63}{3} = 21$. In 100^{cc} di aria pertanto noi avremo 21 di ossigeno, epperò 79,0 di azoto, ossia in 100 volumi di aria il volume dell'ossigeno starà al volume dell'azoto come 21 : 79.

Inutile il soggiungere che sia nel misurare i gaz che si mettono a reagire, sia i prodotti di loro reazione, hannosi a fare le correzioni, se occorrono, che la fisica insegna, cioè di pressione, di temperatura, di forza elastica del vapore acqueo che satura l'aria ed i gaz.

Analogo, se non identico al procedimento eudiometrico che abbiamo descritto, è il seguente :

Si introducano in campanella graduata sul mercurio eguali volumi d'aria e di idrogeno secchi entrambi, poi si faccia arrivare loro a contatto, annessa all'un capo di un filo di platino una pallina, fatta con caolino e nero di platino insieme impastati, leggermente calcinata. Determinerà questa la combinazione dell'idrogeno e dell'ossigeno, la scomparsa del secondo per bruciare due volte il suo volume del primo, e che corrisponderà per conseguenza all' $\frac{1}{3}$ della totalità della diminuzione in volume del miscuglio gazo.

Passiamo adesso ai metodi di analisi per assorbimento dell'ossigeno dell'aria coi reagenti.

Gode l'acido pirogallico la proprietà di assorbire l'ossigeno in presenza di un eccesso di idrato di potassio. Si empie pertanto quasi completamente di aria sulla tinozza idro-pneumatica una campanella graduata, vi si fa quindi passare un bastoncino di idrato potassico, poi una piccola quantità di acido pirogallico involto in un pezzettino di carta asciugante. Si tura la campanella, e si agita vivamente. L'acido pirogallico assorbe l'ossigeno e colorasi in bruno. Si apre un poco la campanella sott'acqua e si vede questa salire nel tubo ad occupare il vuoto lasciato dall'ossigeno assorbito. L'operazione è terminata quando nuova acqua più non monta nel tubo dopo una seconda o terza agitazione, se occorre. Apresi intieramente allora il tubo, si lascia che il liquido bruno più pesante dell'acqua venga da questa sostituito, si agita un momento il tubo per lavarlo, si osserva e si nota il volume di azoto rimasto. Si rimprovera a questo metodo la probabile produzione di minime quantità di ossido di carbonio, le quali potrebbero per avventura far ritenere alquanto superiore al vero la proporzione dell'azoto. Se però non si tratti di analisi che domandi una rigorosa esattezza, il procedimento al pirogallato, che permette di operare sull'acqua, merita in ragione della semplicità di essere particolarmente raccomandato.

Altrettanto semplice quanto il descritto al pirogallato di potassa, ma assai meno rapido, è il procedimento a freddo col fosforo. Questo, che può servire a riconoscere la composizione dell'aria di un dato luogo, o la natura di quella che trovisi disciolta in un'acqua, consiste nello introdurre in un tubo esattamente graduato e pieno di acqua 50^{re} dell'aria analizzanda, e quindi, sorretto da un filo di platino, un bastoncino di fosforo che occupi quasi intiera la lunghezza del tubo. Si abbandona lo apparecchio a sè stesso per alcune ore, fino a che cioè, trasportato nell'oscurità, in lui più non si veda il fosforo luminoso alla superficie. Si estrae questo dalla campanella, si tura col pollice il costei orificio, si agita fortemente onde assorbire il vapore di fosforo, si rimette nell'acqua e si osserva il volume gazooso residuo.

Con qualsivoglia degli accennati metodi si proceda alla determi-

nazione dei due precipui elementi dell'aria che liberamente circoli e si rinnovi, si troverà che senza differenza di tempo o di luogo, che l'aria cioè di 18 secoli fa, esempio la contenuta nei vasi lacrimatorii dei sepolcreti a Pompei, la raccolta sulla vetta delle più alte montagne, e l'attinta alla superficie dei mari, presenta la stessa costituzione, che in lei l'ossigeno sta all'azoto come 21 circa sta a 79. Ed invero le numerose analisi istituite colla massima cura dal Regnault ed altri, dimostrano la costanza delle proporzioni nell'aria, dei due elementi oscillanti appena, per l'ossigeno, tra il 20,9 ed il 21, per l'azoto tra il 79, ed il 79,1.

Carattere delle chimiche combinazioni, il rapporto volumetrico e ponderale fra i due gaz costituenti l'aria costantemente lo stesso, la farebbe pertanto ritenere un chimico composto, se non la dimostrassero un semplice miscuglio:

1° I numeri frazionarii, da cui le relative quantità ponderali e volumetriche dell'ossigeno e dell'azoto sono rappresentate nell'aria normale. In un composto chimico noi dovremmo avere il rapporto di 79, ovvero 80 volumi azoto, a 20 o 21 volumi di ossigeno, non quello che veramente si ha di 79,07, di 20,93, ovvero il rapporto ponderale di ossigeno 22,22, di 77,77 0/0 di azoto, se i due corpi si fossero combinati nelle proporzioni di quattro atomi di azoto ed uno di ossigeno, invece che ossigeno 23,13, azoto 76,87.

2° Il potersi, mescolando semplicemente i due gaz nelle accennate proporzioni, ottenere dell'aria senza che avvenga, come immancabilmente avviene nell'atto di qualsivoglia chimica combinazione, svolgimento di calorico e di elettricità.

3° L'essere l'aria contenuta in soluzione nell'aria più ricca di ossigeno dell'ordinaria, o in altre parole trovarsi in cotest'aria l'ossigeno e l'azoto in quantità proporzionali alla diversa loro solubilità, mentre se l'aria fosse un composto chimico, rimarrebbe costante la composizione delle molecole di lei che si fossero associate all'acqua.

4° Finalmente l'indice di rifrazione dell'aria eguale alla somma dell'indice di rifrazione dei due suoi elementi che, se chimicamente associati, avrebbero un indice di rifrazione superiore od inferiore a questo che di fatti manifestano.

Azoto ed ossigeno sono i principali e, dicemmo, gli essenziali principii costituenti dell'aria, non i soli però. Ed inverso contiene:

1° Del vapore acqueo in quantità variabili secondo una moltitudine di circostanze, fra cui principalissima la temperatura dell'aria medesima ;

2° Dell'acido carbonico ;

3° Dell'ammoniaca sotto forma di carbonato, di azotato ;

4° Dell'ossigeno allotropico ;

5° Finalmente dei corpuscoli solidi di natura organica ed inorganica che vi nuotano entro come infusorii, per così dire, nell'acqua, ma che nella calma si depongono in polviscolo di molto variabile composizione, che racchiude un mondo, o per meglio dire i germi di un mondo microscopico, ed i semi probabilmente più d'una volta delle malattie contagiose, endemiche ed epidemiche.

La presenza di ognuna delle cinque sorta di corpi nell'aria può essere agevolmente dimostrata non solamente, ma di taluni può essere determinata la quantità.

Facciasi gorgogliare nell'etere solforico, che non contiene traccia d'acqua, una corrente di aria insufflata da un piccolo mantice, e si otterranno in fondo e sulle pareti sottili del palloncino, da cui l'etere affatto scomparve, evaporatosi, dei giacciuoli. Son questi il vapore acqueo che saturava di sè l'aria, liquidificatosi non solamente alla bassa temperatura prodotta dalla evaporazione dell'etere, ma per sopra mercato solidificato.

Lasciata esposta a lato contatto coll'aria una soluzione di idrato di calcio, di bario, si copre più o meno prontamente, ma costantemente, di una solida crosta che cade al fondo del liquido, si rinnova e torna a cadere, derivante dalla reazione sull'idrato di calcio o di bario, dell'acido carbonico contenuto nell'aria.

Un molto semplice apparecchio permette (*Tav. XIII, Fig. 55*) di determinare d'altronde quantitativamente il vapore acqueo e l'acido carbonico che in un dato volume di aria, in 100 litri ad es., son contenuti. Abbiassi una fiala a tre colli di Woulf F, munita inferiormente di una chiavetta *r* che, aperta, lasci scivolare l'acqua che vi è contenuta, e che può esservi rinnovata con altra versatavi dall'imbuto *s*, munito di chiave anch'egli (nel qual caso si ha ad aprire la chiavetta *r'* ond'è munito uno dei due tubi annesso al

collo di mezzo, e chiudere la chiavetta r'' del tubo annesso al collo s').

È chiaro che se essendo la fiala F piena di acqua, si chiudano le chiavette dell'imbuto e quella del tubo mediano r' , e si aprano al contrario la chiavetta r ed r'' che mette l'apparecchio in comunicazione colla serie di tubi ad U a, b, c, d, e, f , la fiala F funzionerà da aspiratore, e costringerà l'aria atmosferica, attraversati i tubi, a venire a prenderè il posto in lei dell'acqua onde si vuota, e che raccolta e misurata rappresenterà il volume di aria passata pei tubi. Contengano i tre primi di questi della pietra pomice imbevuta di acido solforico, gli altri dello idrato di potassio, e siano stati gli uni e gli altri esattamente pesati. L'aumento in peso dei tre primi tubi ad acido solforico rappresenterà la quantità ponderale di vapore acqueo che nel volume d'aria passato a spogliarsene in loro era contenuto, l'aumento in peso dei tre altri tubi ad idrato di potassio farà conoscere la quantità dell'acido carbonico che, mentre le proporzioni del vapore acqueo sono variabilissime, vi si troverà in media contenuto in ragione del $\frac{6 \text{ a } 9}{10000}$ in peso di $\frac{4 \text{ a } 6}{10000}$ in volume.

Meno facile è ad essere dimostrata, e soprattutto quantitativamente determinata l'ammoniaca che, salificata principalmente, si incontra tuttavia nell'aria atmosferica, ed è probabilmente la forma sotto la quale la massima parte dell'azoto arriva assimilabile ai vegetali organismi. Ed invero, oltre che occorre operare sopra alcuni metri cubi, cioè sopra alcune migliaia di litri d'aria, è neccessario altresì disporre in modo l'esperimento che le ammoniacali combinazioni vengano decomposte e l'ammoniaca giunga libera a contatto dei reagenti che devono impadronirsene, e servire a determinarne le proporzioni: Si fa per conseguenza passare l'aria prima per un lungo tubo pieno di frammenti di anidra calce, portati al calor rosso incipiente, poi nell'acido cloridrico diluito. L'ammoniaca, fatta libera dal calcio sostituitosi all'ammonio, si combinerà gli elementi dell'acido cloridrico, e vi si arresterà, trasformata in cloruro di ammonio. L'aggiunzione di un leggiero eccesso di cloruro di platino $PtCl^2$ la trasformerà a sua volta in doppio cloruro-platinico-ammonico $AzH^1ClPtCl^2$ che, evaporato il liquido a secco, costituisca

un residuo insolubile nell'alcool rettificato, dal peso del quale è facile il dedurre quello dell'ammoniaca, ritenendo, come risultad' altronde dal calcolo, che 100 in peso di cloro-platinato di ammonio corrispondono a 5,28 di ammoniaca. Con questo e con altri procedimenti, il Frenenius, il Kemp, il Ville poterono riconoscere non solo la presenza dell'ammoniaca nell'aria, ma determinarne le proporzioni oscillanti tra 0,000,000,333 a 0,000,000,133.

Dei corpuscoli di natura inorganica, ed organica soprattutto, costituenti il così detto limo dell'aria, delle emanazioni derivanti dai viventi e morti animali, dalle costoro parti in via di putrida fermentazione, da quelli tra loro in cui si compie taluno di quei morbosi processi che per tatto o per coabitazione si apprendono e portano il nome di contagi, persuade la esistenza e può dimostrarla l'osservazione delle miriadi di questi esilissimi ed altrimenti impercettibili corpi che niuno potrebbe enumerare giammai, i quali diventano tuttavia visibilissimi quando seguasi coll'occhio il cammino di un fascio luminoso che, procedente dal sole, o da altra fattizia ma abbastanza intensa sorgente luminosa, penetri in una camera oscura.

Che più? L'illustre Tyndall, il più abile e diligente dei moderni sperimentatori, ha provato non altrimenti se non alla presenza di cotesti corpuscoli, di coteste minime frazioni di materia, di cotesti nomadi che danzan nell'aria, che disperdono la luce, e che, organici per la massima parte sono, per così dire, altrettante zattere su cui vengono trasportati i principii inorganici, è dovuta la visione del rettilineo cammino percorso dai raggi luminosi. Senza dei corpuscoli natanti nell'aria, quella medesima luce che rende tutte cose visibili camminerebbe ella stessa invisibile e non avvertita.

Ed invero se, come egli lo ha fatto, e come noi stessi possiamo agevolmente farlo, sotto ad un fascio luminoso cilindrico che muova in una camera oscura, si collochi una lampada ad alcool etilico purissimo, accesa, si osserverà levarsi dalla costei fiamma nubi di fumo denso, nerissimo, quasi che l'alcool si fosse trasformato in un pezzo di litantrace dalla fiamma fuliginosa, che cioè, per difetto di ossigeno che tutto lo bruci, depone una parte del carbonio costituente il gaz luce. Or bene il fumo della lampada a spirito non è che un'illusione. Di carbonio libero non esiste traccia

neppure. E d'altronde una fiamma di solo e puro idrogeno darebbe il nero fumo egualmente dovuto alla distruzione, nell'aria sovrastante alla fiamma, degli organici corpuscoli, alla distruzione di questi medesimi corpuscoli in quella che accorre man mano ad occuparne il posto. Ovunque ei mancano, ivi l'aria è perfettamente trasparente, ivi impossibile che venga dispersa la luce, e che la sua dispersione renda visibile il suo cammino. Avvi ancora di più: alla fiamma dell'alcool, dell'etere, possiamo sostituire una sfera metallica, un filo di platino arroventato, un recipiente che irradii il calorico derivante dall'acqua in lui contenuta, avente temperatura di 100° approssimativamente. Il fenomeno del fumo, degli spazi neri attraverso al cammino del raggio luminoso si riprodurranno, e ciò perchè noi avremo create delle correnti d'aria rarefatta, leggiera così che più non potrà contenere in sospensione i pesanti corpuscoli. Avremo creati a nostra posta degli artefatti ed oscuri spazi stellari, come potremo volendolo scavare sul cammino del fascio luminoso un abisso che egli dovrà scavalcare onde seguire sua strada, introducendo nel suo interno la fiamma della lampada, dell'idrogeno.

Cotesti corpuscoli penetrano coll'aria nei nostri polmoni e coll'aria sono in parte espirati. Provisi in fatto, inspirata l'aria atmosferica ordinaria, ed empiutine i polmoni, a farla giungere, espirata, per mezzo di un tubo cilindrico nell'interno del fascio luminoso, e siccome ai corpuscoli che la corrente d'aria trasversale ne avrà cacciati si sostituiranno quelli espirati dai polmoni, essi ed il vapore acqueo che li accompagna disegneranno una reticella luminosa circolare delicatamente tessuta. Si faccia invece passare la inspirata o la cspirata aria attraverso al cotone, e questo, ritenuti i corpuscoli, la priverà della potenza dispersiva della luce, così che si vedrà nell'interno del raggio luminoso, in cui passi, tracciato un nero circolo.

Gli ingegnosi esperimenti del fisico inglese, che provano tanto evidentemente la presenza nell'aria degli organici, e fra questi forse di non pochi organizzati corpuscoli penetranti con esso lei nel nostro organismo, e capaci di esercitarvi, essi pur tanto tenui, le più energiche azioni, danno la plausibile spiegazione della mal'aria di taluni disgraziati paesi, delle paludi pontine ad es., delle ma-

remme toscane, delle insalubri regioni dell'America Meridionale, delle endemiche, delle perniciose febbri che vi fanno grammi e vi decimano i miseri abitatori, dei miasmi in una parola.

Indi la ragione per cui in cotesti luoghi non altrimenti che negli ospedali, negli anfiteatri anatomici, nei teatri medesimi, il vapore acqueo che l'aria contiene raccolto sotto forma di rugiada, condensato sulle esterne pareti di recipienti contenenti un miscuglio frigorifero, poi liquidificato, abbandonato a sè stesso, svolga indi a poco un ingrato odore, si intorbidi, e tutti presenti i fenomeni di liquido contenente una sostanza animale in via di putrida fermentazione, il perchè, evaporato dopo l'addizione di alcune gocce d'acido solforico, lasci un abbastanza apprezzabile residuo di libero carbonio derivante dalla sostanza organica decomposta.

Finalmente, gli esperimenti del Tyndall confermano gli studi e gli esperimenti del Pasteur sulle fermentazioni dovute, secondo lui, alle sporule di talune crittogame nuotanti nell'aria, dei germi di taluni animali, fermentazioni che diventano impossibili se colla filtrazione di lei attraverso al cotone, se colla distruzione, ad abbastanza elevata temperatura, dei rudimentali organismi ne venga eliminata la causa.

Abbiamo considerato finora l'aria nelle normali sue condizioni, libera cioè e liberamente rinnovantesi. Epperò le costanti proporzioni in lei dell'ossigeno e dell'azoto, ed il peso di 1 litro di lei a 0° temperatura, 0^m,760 pressione, eguale, secondo il Regnault, ad 1gr,293187.

Le variazioni infatti che nelle proporzioni dei due suoi essenziali elementi possono e debbono avvenire nell'aria, oltre che sono di continuo, se non annullate, in massima parte, come lo vedremo, corrette, si distribuiscono su tale e tanta massa di lei che torna impossibile anche al più esperto dei chimici il riconoscerle. Ed invero un calcolo approssimativo porterebbe il peso dell'aria costituente l'atmosfera del nostro pianeta a niente meno di cinque quintilioni, cento trent'un quadrilioni di tonnellate.

È facile imaginare pertanto come la differenza anche di una tonnellata, di centinaia di tonnellate nelle proporzioni dell'ossigeno e dell'azoto che, avvenuta e distribuita in tanta enorme massa, non

potrebbe essere avvertita da chi operasse l'analisi anche di qualche metro d'aria, e tanto meno poi da chi non istituisca le sue ricerche che su alcuni centimetri cubi.

Mutano però le cose affatto di aspetto dove l'aria sia confinata, in luoghi cioè in cui non possa essere naturalmente, o con acconci artificiali mezzi rinnovata, intanto che vi soggiornano, vi respirano uomini od animali, vi ardono combustibili a produrre calorico o luce, ovvero l'uno e l'altra contemporaneamente.

In tal caso quest'aria si impoverisce dell'indispensabile ossigeno che dal 20,03 si riduce al 19, al 18, al 16 0/0, e si fa ricca del non respirabile acido carbonico, cui si aggiungon talvolta anche sensibili quantità del superlativamente deleterio ossido di carbonio, si satura di vapore acqueo, il quale se varchi una data misura non lascia di essere alla salute dell'uomo e degli animali nocivo anche esso.

Così, ommesso il calcolo con cui potrebbesi dimostrare, può ritenersi che un uomo adulto ispiri ogni ora 450 litri d'aria, e la restituisca espirata contenente dal 4 al 5 0/0 d'acido carbonico, a produrre il quale, riconosciuto dal Bousingault, eguale a litri 17,76, l'aria sarà stata depauperata di 35 litri di ossigeno.

Consta dagli esperimenti, che l'uomo non può senza disagio soggiornare un po' lungamente in un'atmosfera in cui l'acido carbonico raggiunga in volume la proporzione, non già del 4, del 5, ma del 1 soltanto per 0/0.

In un'ora pertanto un adulto avrà alterato, viziato un volume d'aria di litri $450 \times 5 = 2250$, epperò di 54^{mc} nelle 24 ore.

Un cavallo che consuma tre volte tanto di ossigeno ed emette, per conseguenza, tre cotanto d'acido carbonico, ne renderà insalubre una proporzionale quantità, cioè 162^{mc}, un bue 216, nelle ventiquattro ore.

Vediamo per la combustione: un chilogramma di carbon fossile per essere utilmente bruciato richiede 8^{mc} d'aria. Lo stesso dicasi di 1 Kil. di carbone di legno, mentre un egual peso di questo tal quale ne richiederà 14^{mc}.

Una candela stearica che consumi 10 gr. all'ora sottrarrà dall'aria 20 litri all'incirca di ossigeno, e ve ne introdurrà 15 d'acido

carbonico; un becco da 140 litri di gaz luce all'ora ne consuma 230 di ossigeno, e produce 112 d'acido carbonico; una lampada Carcel, che brucia 42 gr. d'olio, toglie all'aria 80 litri di ossigeno e lo cambia con egual volume d'acido carbonico.

Oltre alle due accennate sorgenti d'acido carbonico, può concorrere ancora a somministrarlo la decomposizione delle sostanze organiche sottratte al dominio della vita.

Ed invero abbandonati a sè stessi i corpi che vissero sotto la contemporanea influenza dell'aria, dell'umidità, e di una temperatura non inferiore ai 15°, non superiore ai 30°, ai 35°, soggiacciono ad una serie di metamorfosi, le quali hanno per finale risultamento di rimettere in circolazione il carbonio, l'idrogeno, l'ossigeno e l'azoto onde constano sotto le forme d'acido carbonico, acqua ammoniacale.

L'enorme quantità tuttavia d'acido carbonico così versata nell'aria circoscritta e non rinnovata non riuscirebbe, da sola, agli animali esiziale, se rimanesse inalterata pur sempre la proporzione fra l'azoto e l'ossigeno, ed un volume di questo eguale a quello dell'acido carbonico che si produsse non fosse scomparso. Mantengasi infatti in un'aria integra la proporzione di ossigeno, ed un robusto animale potrà tollerarvi anche per qualche ora, come avviene in talune miniere, e nelle cantine talvolta, il 20, il 30 0/0 d'acido carbonico.

Un'altra cagione ancora di alterazione della confinata aria è il vapore acqueo che dalla respirazione, dalla perspirazione, dalla combustione deriva, e che per conseguenza può accumularvisi, il quale, tenuto conto della sola respirazione e perspirazione, corrisponderebbe per ogni individuo e per ogni ora a 38^{re}, quantità, secondo il Peclet, capace di saturare di sè 6^{me} di aria.

Aggiungansi le emanazioni derivanti dagli animali, rivelantisi col nauseabondo e ributtante odore, e che, introducendosi coll'aria nel sangue, possono esercitare sull'organismo la più letale influenza.

Gli esperimenti del Gavaret hanno provato che un animale confinato in aria viziata da codesti perniciosi effluvi cade ammalato e muore, ancorchè siasele ridonata la normale proporzione di ossigeno, siase ne eliminato l'acido carbonico che conteneva.

La cognizione del come possa l'aria alterarsi, delle cagioni da cui l'alterazione procede, e dei funesti effetti di lei, deve necessariamente far sorgere il desiderio di conoscere i modi coi quali può la viziata aria venire corretta. Son questi una facile applicazione delle nozioni sull'aria acquistate. Ed inverso:

1° Nei paesi della mal'aria ci sottrarremo alla costei perniziosa influenza non lasciandola, quando sia possibile, giungere a noi se non filtrata attraverso a densi telai, esempio i monaci di Clairveaux che scuppero premunirsi dalla mala aria in Linguadoca, epperò dalle perniciose febbri che vi regnavano endemiche, ricoverandosi in ben chiuse tende di fitto caneyaccio. Non altrimenti chi penetri in luogo dove supponga una contagiosa atmosfera, non la respiri che filtrata attraverso ad una pezzuola di seta che gli cuopra le narici e la bocca, o meglio ad un leggiero strato di cotone pulito e cardato.

Il signor Woestyn propone meglio ancora per chi debba entrare negli ospedali, e respirare la inquinata aria di questi luoghi, l'uso cioè di maschere in tela di amianto, contenente fra le sue doppiature uno strato di questo filamentoso e soffice minerale, le quali dopo aver servito per qualche tempo potrebbero essere spazzate, col fuoco, dal polviscolo organico che arrestarono.

2° Provvederemo ad ogni individuo non meno di sei metri cubi di buona e rinnovata aria all'ora, il triplo ad un cavallo. Così è che, fatta la ipotesi di un individuo obbligato a rimanere otto ore della notte in luogo chiuso o semi-chiuso dove l'aria non si rinnovi liberamente, si darà a cotesto luogo capacità corrispondente a 48^{mc}, cioè a 6×8. Avrà così l'individuo i sei metri cubi di aria all'ora, non contando la porzione che della confinata si rinnoverà certamente in grazia delle commessure delle porte, delle finestre e di altre aperture per cui possa questo parziale rinnovamento avvenire. Tuttavia, trascorse le otto ore, l'aria avrà ad essere intieramente rinnovata spalancando porte e finestre così, che la esterna vi penetri e la pura alla viziata si sostituisca.

Di questi dati terrà conto pertanto chi abbia a soprintendere alla costruzione, alla scelta di dormitòi, di anfiteatri, di scuole, di officine, di scuderie e di ospedali massimamente.

Negli ospedali, scrive il signor Teodoro Chatcaux nel suo eccel-

lente libro *Technologie du bâtiment*, le dimensioni da darsi alle sale sono le seguenti:

Altezza, per lo meno	5
Larghezza	10
Lunghezza	35,5

per una sala di 15 letti. Nè basterà questa ampiezza di locale, onde ogni individuo avrebbe 20^{mc} di aria per sei ore all'incirca assicurati, ma converrà rinnovare quest'aria mediante una buona ventilazione, pigliando ad esempio l'ospedale Laborissière a Parigi, in cui le cose sono disposte in modo che ad ogni ammalato giungono 60^{mc} di aria pura e salubre ogni ora.

Il rinnovamento dell'aria negli ospedali è quistione di vita o di morte, perocchè l'ospedale in cui l'aria è, o rimane viziata, lungi dall'essere un benefico asilo, è al contrario un pericoloso soggiorno. Ciò che si dice degli ospedali dicasi colla stessa ragione delle carceri, dei luoghi tutti in cui si agglomerino e più o meno lungamente abbiano a soggiornare uomini od animali. Il lesinar sullo spazio, epperò sull'aria, torna lo stesso che sottoporre a più o meno violenta soffocazione coloro che nella prontamente viziata atmosfera più non troveranno la quantità di ossigeno necessario ad espellere, sostituendovisi, l'acido carbonico del sangue venoso, a cambiar questo in sangue arterioso; sarà lo stesso oome il costringere i polmoni a riempirsi tutti od in parte di un corpo inerte, come l'acqua che si insinua in quelli dello affogato.

Ma come, si obietterà, costruire locali della sterminata capacità comandata dalla teoria e dal calcolo?

Il porre per baso la quota di aria necessaria alla normale respirazione dell'uomo, degli animali, mentre accenna alla necessità che alla sufficiente ampiezza dei locali si avverta, non esclude i modi a completarla sostituendo man mano alla viziata della pura e salubre aria, chiamandola dallo aperto, onde venga la prima acconciamente e prontamente sgombrata.

La sostituzione di buona e libera aria sufficientemente calda nell'inverno, fresca nella state, alla viziata, costituisce ciò cui diamo il nome di *ventilazione*.

Qui però l'ufficio del chimico cessa per cedere il luogo alla fisica, la quale, facendo il suo pro degli eccellenti lavori del generale Morin, del Peclet, del Blanc e di altri, ampiamente discorre dei diversi procedimenti di ventilazione, ed insegna i modi a praticamente attuarli.

Conchiuderemo invece a proposito dell'aria viziata, esponendo un nostro pensiero.

Non sarebbe egli il caso d'intraprendere esperimenti onde riconoscere se non valesse a correggerla l'ossigeno allo stato nascente che svolgesi a temperatura di poco superiore all'ordinaria dal cloruro di calce cui siasi aggiunto una minima quantità di soluzione di solfato o di cloruro di rame? Avremmo assorbimento di acido carbonico per formazione di insolubile carbonato (1), combustione probabilmente per parte dell'ossigeno allotropico dei corpi di natura organica che inquinano l'aria?

Nè abbiamo terminato ancora di occuparci di lei.

Rimane la consideriamo ancora come uno dei fattori del fenomeno che già, trattando dello ossigeno, abbiamo incidentalmente citato, cioè della combustione.

Due sono le condizioni necessarie alla combustione, cioè alla combinazione dello ossigeno dell'aria agli elementi di un corpo accompagnata da calorico luminoso:

1° Temperatura abbastanza elevata.

2° Contatto immediato dell'aria, epperò dell'ossigeno di lei col corpo combustibile, vale a dire eliminazione del prodotto della combustione che non le consentirebbe di continuare, epperò rinnovamento dell'aria a contatto del combustibile acceso.

Della necessità della prima condizione sono visibili e innanzi agli occhi di tutti gli esempi; lo stesso combustibilissimo fosforo non brucia se non a patto se ne innalzi la temperatura convenientemente colla confricazione, chè anzi un corpo che già bruci si spegne se manchi la quantità di calorico, la temperatura che alla sua combustione è richiesta.

Così quando abbassiamo, ponendogli a contatto un pezzo di tela metallica, la temperatura del gaz costituente una fiammella.

(1) Il cloruro di calce contiene infatti sempre una più o meno considerevole quantità di calce libera.

Egli passa attraverso alla tela metallica, ma non si accende, non brucia al di là di questa, se non quando un corpo infiammato che gli si approssimi ne avrà nuovamente innalzata a sufficienza la temperatura.

Si collochi in un'altra fiamma un solido corpo, che tolga calorico alle incandescenti particelle sorgenti di luce, e la fiamma cessa dall'essere luminosa.

Due altri esperimenti ci persuaderanno della necessità della seconda condizione, cioè del rinnovamento dell'aria a contatto del corpo che ha da bruciare.

Immergasi un arroventato filo di rame in matraccino d'ossigeno.

Questo filo metallico vi brucia a primo tratto, ma poi copertosi appena alla superficie di nero ossido, non prosegue oltre a bruciare.

Manca l'immediato contatto fra il combustibile ed il comburente.

Si sostituisca a quello di rame un altro di ferro, e tutto o quasi tutto brucia e si trasforma in ossido di ferro. Il ferro si è fuso e l'ossigeno poté proseguire a venirgli a contatto.

Abbandoniamo al contatto dell'aria un globulo del combustibilissimo metallo potassio.

Si copre questo alla superficie di uno strato di ossido, ma poi non prosegue che molto lentamente a bruciare, senza svolgimento di calorico luminoso.

Gettiamone un altro sull'acqua, e perocchè l'ossido non appena formatosi in questa si sciogla, tutto il globulo di potassio in questo trasformasi, con svolgimento di calorico tale e tanto da infiammare l'idrogeno dell'acqua decomposta.

La cognizione delle due condizioni alla combustione indispensabili ci dà la spiegazione della necessità di stabilire, con ben costruite caminiere, un proporzionale afflusso di aria al combustibile che si ha da bruciare, e ci spiega il perchè delle macchine soffianti negli alti forni del metallurgo.

Non altrimenti se non tenendo conto del come per un abbassamento della temperatura del combustibile corpo la combustione già in piena attività possa arrestarsi, il Davy, valendosi della conduttibilità pel calorico delle tele metalliche, costruì la sua lampada di sicurezza a tutela della vita dei poveri minatori costretti a lavorare spesso, per l'estrazione del litantrace, in luoghi dove si

accumulano e mescolano all'aria quantità considerevoli di protocarburo di idrogeno, e formano gli esplosivi miscugli, che, a contatto delle ordinarie lampade accesi, dan luogo a quanto frequenti, altrettanto tremende catastrofi.

Consta questa lampada di tre precipue parti, cioè:

1° Di un serbatoio ad olio.

2° Di un involucrio in tela metallica, alla fiamma impermeabile.

3° Di una gabbia, montatura o telaio che serve a fissar l'involucro sul recipiente, ed a tutelarlo dai colpi.

La luce di questa lampada, guida ai passi ed al lavoro del minatore, è come quella di qualsivoglia altra lampada ordinaria, prodotta dalla combustione del bicarburo di idrogeno dall'olio somministrato.

Questa combustione si fa sotto un cilindro di vetro chiuso superiormente da una tela metallica circolare, che porta nel centro una piccola caminiera conica, la quale stabilisce il tiraggio, ed è alla sua volta circondata da un cilindro di tela metallica che presenta 140 fori per ogni 1 c. q.

Si imagini adesso cotesta lampada nell'aria atmosferica normale, e facciasi quindi il caso di vederla trasportata, accesa pur sempre, in un luogo pieno di un miscuglio di aria e di gaz illuminante, ad esempio.

Nel primo caso la lampada proseguirà ad ardere nè più nè meno di quella che serve agli studii nostri la sera. Nel secondo caso avverrà:

1° Che se il protocarburo di idrogeno si trovi mescolato all'aria in molte piccole proporzioni che rimangano stazionarie, la lampada lo bruci senza dar luogo ad inconvenienti di sorta, e ne scemi man mano la quantità.

2° Che se il protocarburo affinisca più abbondante, la fiamma della lampada si allunghi, si allarghi quasi che voglia andarsi a cercare in una più ampia cerchia le molecole di ossigeno che non trova più alla sua alimentazione bastanti; poi quando il combustibile gaz si troverà mescolato nella proporzione di 1/12 all'aria, cominceremo a vederlo bruciare nel cilindro con fiamma azzurrigna, in mezzo a cui brillerà pur sempre la fiamma dello stoppino, la quale cesserà di essere visibile e si confonderà con quella del miscuglio, se questo più non contenga che 5/6 di aria atmosferica.

3° Che se finalmente il protocarburo costituisca per $\frac{1}{3}$ il miscuglio, la lampada ad un tratto si spenga.

La combustione tuttavia dello esplosivo miscuglio, della formazione del quale il minatore sarebbe stato fatto accorto dallo allungamento ed allargamento della fiamma, poi dall'apparizione nell'interno della lampada della fiamma dal colore azzurrigno, altrettante grida di allarme che lo consigliavano a ritirarsi, cotesta combustione che spegne la lampada per la esplosione che produce, non si propagherà altrimenti alla massa gazona che circonda la lampada esternamente.

La lampada del Davy non darà luogo a detonazione, ad infiammazione di sorta, potrà rimanervi innocua, come quando si immerge accesa in cilindro pieno di vapori di etere e di aria, o in altro contenente un miscuglio tonante.

La tela metallica, attraverso alla quale passano i gaz, ha tolto loro il calorico, in guisa che più non serbano temperatura sufficiente alla combustione.

Due parole adesso sulla fiamma.

Allorquando l'ossigeno dell'aria giunge a contatto a bastevolmente elevata temperatura con un corpo gazono, che già trovisi in questo stato naturalmente o per azioni fisiche o chimiche vi sia passato, si produce il peculiare fenomeno cui diamo il nome di fiamma, la quale altro non è se non il corpo gazono incandescente e che brucia.

Così la fiamma dell'olio, del sego, della cera, dell'alcool, dell'etere, dell'acido stearico, è costituita dall'idrogeno carbonato di questi corpi, i quali all'approssimarsi di un corpo infiammato risolvonsi in combustibile gaz, la combustione del quale basta poi a dare e mantenere la temperatura necessaria al cambiamento di stato ed alla decomposizione in gaz di nuove e successive porzioni di combustibile.

In altre parole, il calorico che noi primamente gli abbiamo comunicato, poi quello che deriva dalle prime porzioni di lui bruciate, operano ciò che nella secca distillazione del litantrace, nella fabbricazione del gaz si fa.

La fiamma di un corpo semplice, quella dell'idrogeno, dello solfo ad es., è omogenea in tutte le sue parti. Non così quella di un corpo

composto, quella del bicarburo ad es., di una candela che il somministra.

Se infatti noi proiettiamo, collocandola sul passaggio dei raggi di una luce più viva, l'ombra di una fiamma vi distingueremo agevolmente quattro parti, cioè (*Tav. XIII, Fig. 57*):

1° La base A costituita dal gaz combustibile che non acquistò ancora una temperatura abbastanza elevata ad intieramente bruciare.

Ha questa un colore azzurrognolo.

2° Un cono interno B formato di gaz combustibile molto caldo, ma che per mancanza d'ossigeno non brucia.

3° Un involucro C conico molto luminoso.

In questa parte della fiamma si fa un deposito di carbone, il quale, portato appunto alla temperatura del color bianco, è quello che partecipa alla fiamma il potere illuminante. Questo infatti non deriva già dalla maggiore o minore quantità di calorico svolto dal corpo che brucia, ma sì dalla maggiore o minor quantità di particelle solide che nuotano e si arroventano nell'interno della fiamma medesima, intanto che aspettano di venire anch'esse alla volta loro a contatto coll'ossigeno per trasformarsi, nell'ultima parte della fiamma, in corpo aeriforme, in gaz acido carbonico.

4° Consta in quarto luogo la fiamma di un ultimo involucro conico D, poco luminoso, che da ogni parte, la base eccettuata, la circonda. È la combustione in questa parte della fiamma completa, e la temperatura più che nelle altre elevata.

Basterà a convincercene un semplice esperimento, che prenderemo ad imprestito nuovamente dal Tyndall. Abbiasi un pezzo di bianca e piuttosto consistente carta. Taglisi con esso lui il cono della fiamma di una candela, trasversalmente, quasi a contatto del lucignolo, e togasi indi prima che siagli appresa la fiamma.

Se si guardi la carta, si vedrà dipinto sovr'essa un anello, il centro del quale, intatto, corrisponde alla parte della fiamma costituita dal gaz che non brucia per mancanza d'ossigeno, mentre gli orli, in cui la carta è affumata e bruciata, rispondono essi alla parte della fiamma in cui nuotano le molecole di carbonio, e più esternamente alla più calorifica.

È dunque, conchiuderemo col Tyndall, alla presenza delle molecole solide di carbonio, derivanti dalla decomposizione del bicarburo

di idrogeno, che deve la fiamma la sua potenza illuminante. Ma la presenza di queste particelle isolate e libere suppone la assenza dell'ossigeno, che di loro s'impadronirebbe potendo intervenire.

Se al momento in cui si separano dall'idrogeno a cui si trovavano combinate, s'incontrassero nell'ossigeno, il loro celibato cesserebbe, e la luce perderebbe tutto il suo splendore.

Ed è ciò appunto che avviene quando noi mescoliamo al gaz illuminante una sufficiente quantità di ossigeno o d'aria.

Quanto acquistò la fiamma in potenza calorifica, tanto ha perduto in potenza illuminante.

Non è più bisogno adesso spieghiamo il cannello a bocca, *chaleur*, impiegato primamente dal chimico svedese Swab, poi più tardi dal Bergmann, e finalmente dal Galn, dal Berzelius, e da tutti i coetanei e successori loro, strumento fondato sulle proprietà chimiche diverse delle varie parti della fiamma, con cui si possono eseguire rapidamente, e su piccole quantità di materia, analisi qualitative che richiederebbero mezzi e tempo assai maggiori, altrimenti intrapresi. Ma di questo istrumento, del modo di servirsene, e di un altro recentissimo procedimento di analisi qualitativa, cioè della spettroscopia, a cui, auspici il Kirkoff ed il Bunsen, la scienza va debitrice di quattro nuovi metalli, il cesio, il rubidio, il tallio e l'indio, parleremo nella seconda parte del nostro corso, trattando delle generalità dei metalli.

FINE DEL PRIMO VOLUME.

INDICE

DELLE

MATERIE CONTENUTE NEL PRIMO VOLUME



AL BENIGNO LETTORE *Pag.* 3

INTRODUZIONE.

Chimica, etimologia, definizione — Materia, corpi, particelle, molecole ed atomi — Spiegazioni ed esperimenti — Coesione — Stato solido, liquido e gazofo dei corpi — Affinità — Differenza tra i fenomeni fisici ed i fenomeni chimici esperimentalmente dimostrata — Reazioni chimiche — Permanente modificazione delle molecole — Combinazione — Doppia decomposizione — Doppio scambio, sostituzione — Decomposizione — Dissociazione — Condizioni necessarie all'esercizio della chimica affinità — Soluzione — Corpi semplici e corpi composti — Tavola coi nomi, simboli e pesi atomici dei semplici — Metalloidi e metalli » 5

CAPITOLO I.

Leggi delle combinazioni chimiche — Indestruttibilità della materia — Legge delle proporzioni multiple — Numeri proporzionali — Equivalenti » 23

CAPITOLO II.

Spiegazione delle leggi delle combinazioni chimiche — Ipotesi degli atomi tornata in onore dal Dalton — Differenza fra il numero rappresentante l'equivalente dei corpi, e quello rappresentante il relativo peso atomico — Legge

relativa alle combinazioni in volume dei gaz, scoperta dal Gay-Lussac — Ipotesi di Avogadro e di Ampère — Determinazione del peso atomico — Legge dei calorici specifici, scoperta da Dulong e Petit, applicata a dedurre il peso atomico dei corpi non gazeificabili — Atomicità o valenza dei corpi *Pag.* 33

CAPITOLO III.

Notazione simbolica — Stechiometria — Nomenclatura . . . 44

CAPITOLO IV.

METALLOIDI MONATOMICI.

Dell'idrogeno — Cloro, bromo, jodio e fluoro 55

CAPITOLO V.

METALLOIDI BIATOMICI O BIVALENTI.

Ossigeno — Solfo — Tellurio — Selenio — Scoperta dell'ossigeno — Abbondanza in natura — Sue proprietà — Lenta e rapida combinazione dell'ossigeno cogli altri corpi — Combustione nell'ordinaria accezione di questa parola — Applicazioni dell'ossigeno — Procedimenti per la preparazione dell'ossigeno — Nuovo procedimento clorometrico, fondato sul metodo Fleitmann, per la preparazione dell'ossigeno — Ossigeno allotropico, ossia ozono 80

CAPITOLO VI.

Solfo — Suo stato in natura — Proprietà fisiche e chimiche — Separazione dai materiali che lo contengono . . . 97

CAPITOLO VII.

Combinazioni principali dell'ossigeno cogli altri metallodi monatomici e biatomici — Acqua ossia protossido di idrogeno — Analisi e sintesi dell'acqua — Proprietà fisiche e chimiche dell'acqua — Dissociazione dell'acqua — Acqua di cristallizzazione — Miscugli frigoriferi — Acque naturali — Meteoriche e telluriche — Dolci e

potabili — Dure e crude — Caratteri delle potabili e delle non potabili acque — Analisi di un'acqua naturale — Idrotimetria — Acque minerali — Distillazione dell'acqua — Procedimenti a rendere potabili le acque che naturalmente nol siano — Biossido di idrogeno — Acqua ossigenata Pag. 104

CAPITOLO VIII.

Combinazioni dell'ossigeno al cloro — Anidridi ed acidi del cloro — Ipocloriti, clorati e perclorati — Anidridi ed acidi del bromo e del jodo — Proprietà dei principali degli accennati composti » 122

CAPITOLO IX.

Combinazioni dello zolfo coll'idrogeno, col cloro e coll'ossigeno — Protosolfuro di idrogeno — Origine del nativo — Preparazione dell'artefatto — Proprietà fisiche e chimiche — Bisolfuro di idrogeno — Protosolfuro e bisolfuro di cloro — Anidride solforosa — Anidride solforica — Acidi corrispondenti — Acido solfo-solforico . . » 130

CAPITOLO X.

Metalloidi triatomici — Azoto — Fosforo — Arsenico — Antimonio — Bismuto — Loro stato in natura e proprietà » 152

CAPITOLO XI.

Combinazioni dei metalloidi triatomici coi monatomici e biatomici — Azoto e idrogeno — Ammoniaca — Origine dell'ammoniaca — Preparazione della gassosa e della liquida — Sue proprietà — Applicazioni, combinazioni dell'azoto coll'ossigeno — Origini dell'acido azotico — Preparazione, proprietà, usi — Protossido e deutossido di azoto — Anidride azotosa, perossido di azoto . . . » 161

CAPITOLO XII.

Combinazioni del fosforo cogli altri metalloidi » 181

CAPITOLO XIII.

Combinazioni dell'arsenico coll'idrogeno, coll'ossigeno e
collo zolfo — Ricerca dell'arsenico nei casi di venefetto. *Pag.* 188

CAPITOLO XIV.

Boro e sue combinazioni — Acido borico — Borato di sodio
e loro applicazioni » 194

CAPITOLO XV.

Carbonio — Suoi stati allotropici — Materiali carbonosi —
Fabbricazione del carbone di legno per gli usi della
domestica economia, delle arti e industrie — Proprietà
fisiche del carbone di legno — Analisi dei combustibili
solidi — Proprietà chimiche del carbonio e sue combi-
nazioni cogli altri corpi » 199

CAPITOLO XVI.

Silicio — Suo stato in natura — Sue combinazioni cogli
altri metalloidi » 229

CAPITOLO XVII.

Dell'aria atmosferica — Della normale e libera — Della con-
finata e viziata — Della combustione e della fiamma . . » 240

1872

Fiorina P. P. — Trattato teorico pratico e storia della macchina a vapore. — Versione dall'inglese con aggiunte. — Un vol. in-16 con 38 figure	L. 5 »
Foa di Bruno Cav. Prof. FRANCESCO. — Cenni elementari sopra il calcolo degli errori, con tavole stereotipate, utili ai cultori delle scienze d'osservazione	3 50
Foa Cav. Archit. GIUSEPPE. — Principii fondamentali della prospettiva lineare ed aerea. — Un vol. in-16 con 8 tavole	3 »
Lodi Prof. FORTUNATO. — Studi pratici per disegnare le ombre nei disegni geometrici di architettura, con incisioni intercalate nel testo; seconda edizione	2 »
Montagna Cav. CRESCENZO — Generazione della terra, metodicamente esposta con nuovi principii di geologia e corredata di 50 tavole litografiche disegnate dall'autore. — Un vol. di 480 pagine in-8° gr.	15 »
Morselli ANTONIO. — La prospettiva pratica. — Trentadue tavole in-4° colle relative spiegazioni	10 »
Nussi Ing. ANTONIO. — L'ingegnere da tasca, ossia manuale ad uso degli ingegneri, geometri ed imprenditori di lavori, utilissimo di aversi in campagna ed al tavolo a chi rileva, progetta, dirige ed eseguisce lavori di fabbriche, ponti, strade comuni e ferrate, macchine a vapore, ruote idrauliche e condotte d'acqua.	5 »
Pegoretti Ing. GIOVANNI. — Manuale pratico per l'estimazione dei lavori architettonici, stradali, idraulici e di fortificazione, ad uso degli ingegneri ed architetti; seconda edizione, riveduta ed ampliata a cura di diversi ingegneri, con una nota sulla costruzione delle strade comunali e ferrate, dell'ing. cav. ANTONIO CANTALUPI. — Due volumi in-8° gr. di oltre 1000 pagine, con 14 tavole in litografia e varie incisioni intercalate nel testo	30 »
Purgotti SEBASTIANO — Trattato di chimica, applicata specialmente alla medicina ed all'agricoltura. — 3 vol. in-8° »	20 »
Roggeri COSTANTINO. — Manuale dell'estimatore, contenente gli elementi di perizia occorrenti per la costruzione di qualunque edificio; formularii per relazioni d'estimo di fabbricati, colla inserzione delle nuove provvidenze riflettenti le servitù prediali, emanate nel titolo III del libro 2° del Codice Civile; quinta edizione	4 50
Santini Prof. GIOVANNI. — Tavole dei logaritmi dei numeri naturali dall'1 sino al 101,000, e dei seni, coseni, tangenti e cotangenti, precedute da un trattato di trigonometria piana e sferica; terza edizione riveduta e corretta. — Un vol. in-8° gr. con figure	8 »
Talotti Ing. GIAMBATTISTA. — Sulla quadratura della superficie delle volte, manuale pratico	2 »
Turazza Prof. DOMENICO — Il moto dei sistemi rigidi. — Un vol. in-8° con figure	6 »
Detto — Trattato di idrometria o di idraulica pratica; seconda edizione interamente rifusa e notabilmente aumentata. — Un vol. in-8° gr. con figure	10 »

- Bernoulli G. G.** — Vademecum del meccanico, manuale pratico pei meccanici, gli ingegneri e gli industriali; traduzione sulla XI Edizione di Stoccarda, riveduta da F. AUTENHEIMER, e dall'Ing. Prof. Cav. G. COLOMBO. — Un vol. in-16 di 552 pag. con 166 incisioni L. 8 »
- Bettoli PARMENIO.** — Vocabolario tecnico italiano-francese e francese-italiano, ad uso dei costruttori di lavori pubblici e più specialmente degli ingegneri ed agenti delle strade ferrate, adorno di tavole litografiche. — Un vol. di 400 pagine a due colonne » 5 »
- Boidi Prof. GIUS. A.** — Corso metodico-teorico-pratico di disegno topografico, corredato di tavole a differenti scale, a penna ed a colori, conforme ai programmi governativi degli istituti tecnici e industriali-professionali, e ad uso delle scuole degli ingegneri idraulici, civili e militari:
- PARTE PRIMA — Contiene gli esercizi preparatorii da eseguirsi a matita e il disegno topografico lineare e di effetto a tratteggi colla penna. — 13 Tavole con testo » 8 »
- PARTE SECONDA — Contiene gli esercizi d'ombreggio a colori, le tinte convenzionali e il disegno topografico a tinte naturali all'acquarello. — 8 Tavole con testo » 10 »
- APPENDICE — Contiene il disegno di piani di drenaggio, progetti di sirade ed opere d'arte all'acquarello a colori, disegno olografico. — 11 Tavole con testo » 13 »
- Cantalupi Cav. ANTONIO.** — Raccolta di tavole e formole ad uso degli ingegneri. — Un vol. di 836 pag. in-8°, con 81 incisioni; seconda edizione riveduta ed accresciuta . . » 20 »
- Detto** — Trattato pratico di architettura stradale, con tavole. — Opera ad uso degli ingegneri e costruttori delle strade comuni, dei ponti e delle ferrovie. — Essa conterà di due volumi e sarà distribuita in circa 15 fascicoli, di cui sono pubblicati i primi 11. — Ogni fascicolo vale » 2 »
- Detto** — La scienza e la pratica per la stima delle proprietà stabili. — Un volume in-8°, corredato di circa 60 incisioni » 14 »
- Detto** — Istituzioni pratiche elementari sull'arte di costruire le fabbriche civili. — Un volume in-8° con figure . » 14 »
- Detto** — Trattato completo d'agrimensura — Due vol. in-8° con 12 tavole incise in rame » 10 50
- Codazza Prof. GIOVANNI.** — Nozioni teorico-pratiche sul taglio delle pietre e sulle centine delle volte. — PARTE PRIMA: *Del taglio delle pietre.* — PARTE SECONDA: *Delle centine delle volte.* — Un vol. in-8° con atlante di 29 tavole » 7 50
- Dell'Acqua Ing. Cav. CARLO.** — Norme pratiche per ben costruire ed applicare i parafulmini, con tavole . . » 1 75
- De Vico Prof. ANDREA.** — Trenta tavole di ornamenti architettonici greci, romani e italiani nelle loro più classiche epoche dell'arte; in-foglio » 60 »
- Emy A. R.** — Trattato dell'arte del carpentiere, tradotto dall'Ingegnere GIO ANTONIO ROMANO, con note ed appendice sotto la direzione speciale del dottor GUSTAVO BUCHIA. — 2 volumi in-foglio, con moltissime tavole . . » 150 »

CORSO ELEMENTARE

DI

CHIMICA MODERNA



ADORNO

DI MOLTE TAVOLE ILLUSTRATIVE

DEL COMMENDATORE

PROSPERO CARLEVARIS

Dottore in Medicina delle Università di Pisa e di Torino,

Dottore aggregato in Scienze fisiche a quella di Genova,

Professore di Chimica del R. Museo Industriale Italiano, della Scuola Superiore di Guerra
e dell'Istituto Tecnico di Torino

TAVOLE DEL VOLUME PRIMO



TORINO

Presso **AUGUSTO FEDERICO NEGRO** Editore

4, Via Alfieri, 4.

1871

Proprietà letteraria ed artistica, con riserva della traduzione.

Torino, 1871 — Stamperia dei Compositori-Tipografi, A. ODDERINO e Comp.
via del Teatro d'Angennes, 16.

INDICE

DELLE TAVOLE E DELLE FIGURE DEL PRIMO VOLUME

Tavola I.

- Figura 1. — Cannello a gaz ossidrico da sostituirsi al pericoloso del Newmann (Pag. 16.)
- 2. — Apparecchio per la preparazione dell'idrogeno. (Pag. 58.)
 - 3. — Riduzione di un determinato peso di ossido rameo. (Pag. 25.)
 - 4. — Apparecchio Boyle per la preparazione dell'idrogeno. (Pag. 56.)

Tavola II.

- Figura 5. — Voltmetro a pila Grenet. (Pag. 56 e 106.)
- 6. — Preparazione del gaz acido cloridrico. (Pag. 74 e 75.)
 - 7. — Combustione dell'idrogeno e produzione d'acqua. (Pag. 61.)
 - 8 e 9. — Apparecchio in piombo per la preparazione dell'acido fluoridrico. (Pag. 78.)

Tavola III.

- Figura 10. — Apparecchio a dimostrare la decomposizione dell'acqua col cloro ad elevata temperatura. (Pag. 67.)
- 11. — Apparecchio per la preparazione del cloro coll'acido cloridrico ed il perossido di manganese. (Pag. 64.)
 - 12. — Apparatino per l'apparente combustione dell'ossigeno, e per la produzione dell'*armonica chimica*. (Pag. 62.)
 - 13. — Liquidificazione del cloro svolto dall'idrato. (Pag. 66.)

Tavola IV.

- Figura 14. — Preparazione dell'ossigeno col clorato di potassio. (Pag. 87.)
- 15. — Sintesi dell'acqua coll'eudiometro di Bunsen. (Pag. 106.)
 - 16. — Storta in ferraccio per la preparazione dell'ossigeno in considerevole quantità col clorato di potassio. (Pag. 87.)
 - 17. — Apparecchio per la preparazione dell'acido cloridrico puro in soluzione nell'acqua. (Pag. 76.)
 - 18. — Apparatino a pirogallato di potassio per riconoscere nel gaz-luce la presenza dell'aria. (Pag. 86.)
 - 19. — Inflamrazione del fosforo sott'acqua col clorato di potassio e l'acido solforico. (Pag. 129.)

Tavola V.

- Figura 20. — Preparazione dell'ossigeno colla barita e l'aria atmosferica. (Pag. 93.)
- 21. — Dissociazione degli elementi dell'acqua: procedimento del signor E. Sainte-Claire Deville. (Pag. 110.)
 - 22. — Forni a galera per l'estrazione dello zolfo dai materiali solfurei. (Pag. 100.)
 - 23. — Apparecchio per la preparazione dell'anidride solforosa. (Pag. 124.)

Tavola VI.

- Figura 24. — Preparazione del monossido di idrogeno (acido solfidrico). (Pag. 151.)
- 25. — Apparecchio per ottenere l'ammoniaca. (Pag. 165.)
 - 26. — Nuovo metodo di clorometria. Apparatino per questa. (Pag. 94.)
 - 27. — Apparecchio per dimostrare le reazioni generatrici dell'acido solforico. (Pag. 147.)

Tavola VII.

- Figura 28. — Preparazione dell'acido fosforoso. (Pag. 185.)
- 29. — Apparecchio a dimostrare lo sdoppiamento dell'acido solforico in acido solforoso ed ossigeno pel calorico. (Pag. 150.)
 - 30. — Affinamento dello zolfo. Zolfo in bastoni ed in fiori. (Pag. 101.)
 - 31. — Preparazione del fosforo amorfo col procedimento Brodie. (Pag. 157.)

Tavola VIII.

- Figura 32. — Apparecchio del Caveodish per dimostrare la diretta combinazione dell'azoto e dell'ossigeno elettrizzati. (Pag. 153.)
- 33. — Preparazione dell'anidride fosforica. (Pag. 185.)
 - 34. — Preparazione dell'acido ipocloroso. (Pag. 124.)
 - 35. — Preparazione dell'anidride solforosa liquida. (Pag. 158.)

Tavola IX.

- Figura 36. — Camere di piombo per la fabbricazione dell'acido solforico. (Pag. 148.)
- 37. — Apparecchio Carré per ottenere il ghiaccio. (Pag. 165.)
 - 38. — Apparecchio per la combustione dell'ammoniaca, e trasformazione in acido azotico. (Pag. 167.)

Tavola X.

- Figura 39. — Preparazione dell'ammoniaca liquida. (Pag. 165.)
- 40. — Preparazione del fosforo di idrogeno spontaneamente infiammabile. (Pag. 182.)
 - 41. — Apparecchio per riconoscere i composti arsenicali. (Pag. 175.)
 - 42. — Preparazione del fosforo di idrogeno non spontaneamente infiammabile. (Pag. 181.)

Tavola XI.

- Figura 43. — Trasformazione dell'ammoniaca in azotito ed azotato di ammonio. (Pag. 167.)
- 44. — Preparazione dell'anidride fosforosa. (Pag. 184.)
 - 45. — Decomposizione dell'arsenamica (idrogeno arsenicale) col calorico, e ricerca dell'arsenico in caso di veleno. (Pag. 189.)
 - 46 e 47. — Fabbricazione del carbone vegetale alla foresta. (Pag. 205.)
 - 48. — Apparecchio Briet per la preparazione dell'artefatta acqua di Seltz. (Pag. 224.)

Tavola XII.

- Figura 49. — Carbonaia costruita secondo il Focault. (Pag. 206.)
- 50. — Forni chinesi per carbonizzare il legno economicamente. (Pag. 206.)
 - 51. — Carbonizzazione col procedimento Violette. (Pag. 208.)
 - 52. — Carbonizzazione in cilindri a nudo fuoco. (Pag. 207.)
 - 53. — Ammoniaca ed acido cloridrico. (Pag. 168.)

Tavola XIII.

- Figura 54. — Apparecchio del Lavoisier per l'analisi dell'aria. (Pag. 240.)
- 55. — Apparecchio per la determinazione del vapore acqueo e dell'acido carbonico contenuto nell'aria. (Pag. 247.)
 - 56. — Apparecchio Dumas e Bousingault per l'analisi dell'aria. (Pag. 242.)
 - 57. — Figura della fiamma e sue parti. (Pag. 260.)

Fig. 1.

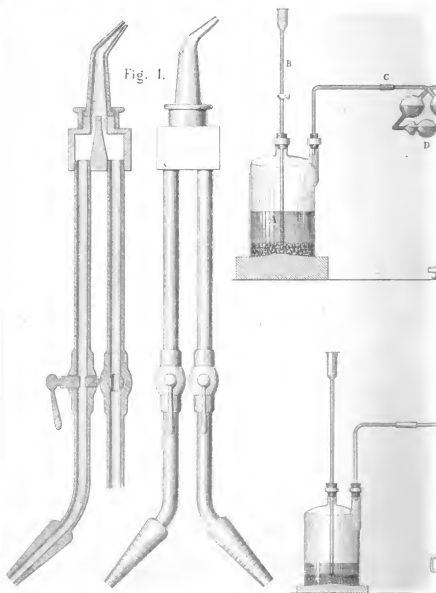


Fig. 2.

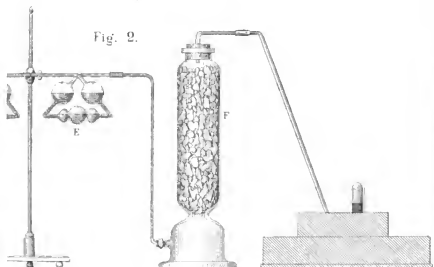
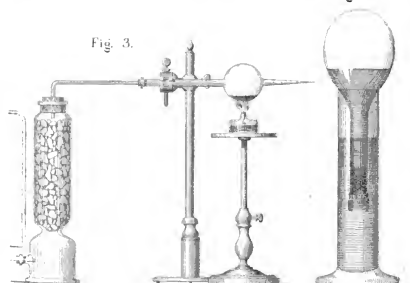


Fig. 4.

Fig. 3.



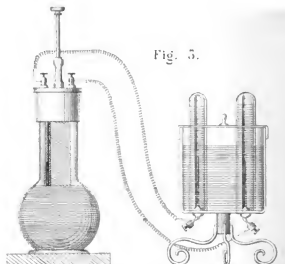


Fig. 5.

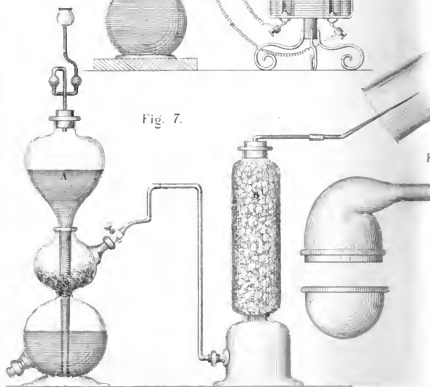


Fig. 7.

Fig. 6.

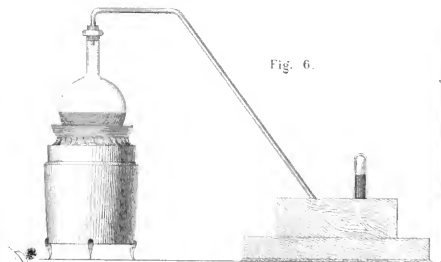
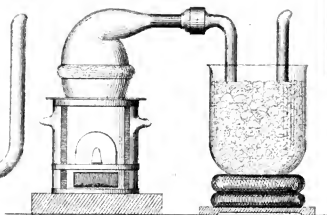


Fig. 8.



Fig. 9.



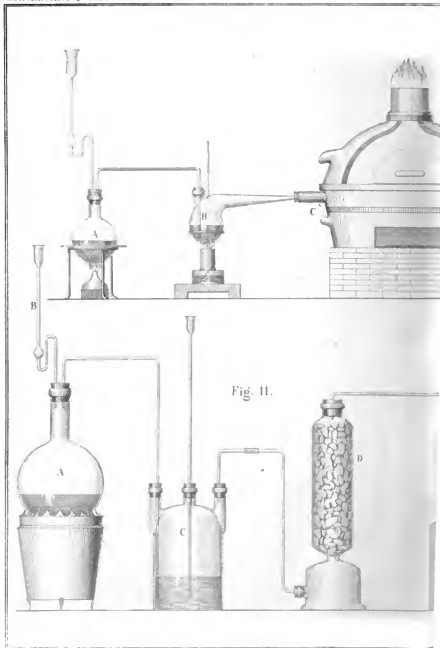


Fig. 10.

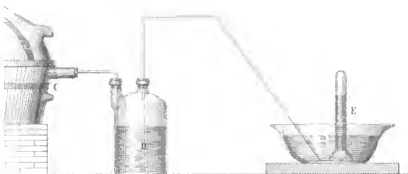


Fig. 12.

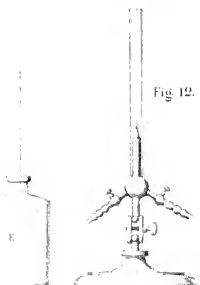


Fig. 15.

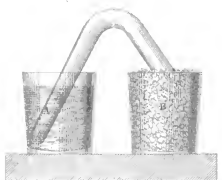




Fig. 14.

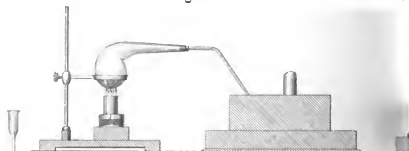
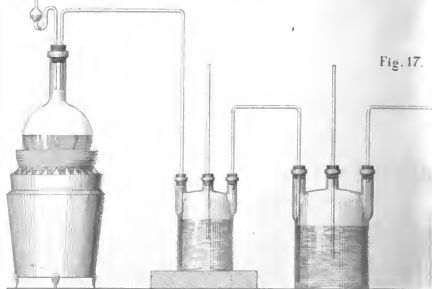


Fig. 17.



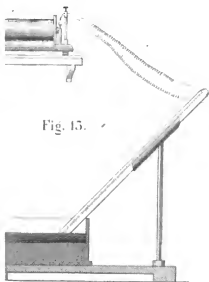


Fig. 15.

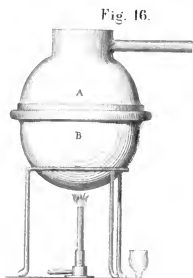


Fig. 16.

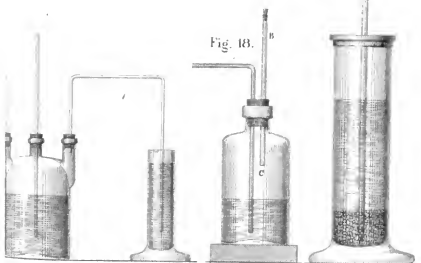


Fig. 18.

Fig. 19.

Fig. 20.

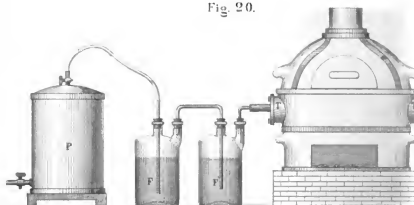


Fig. 22.

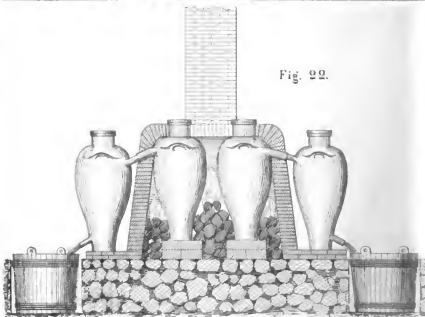


Fig. 21.

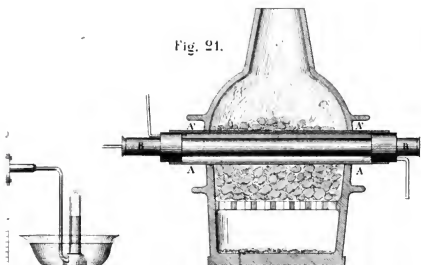
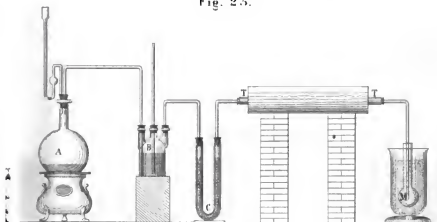


Fig. 25.



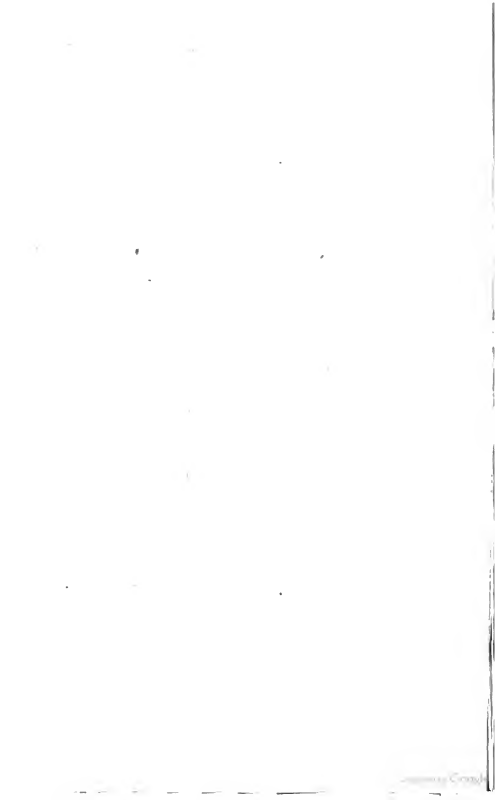


Fig. 24.

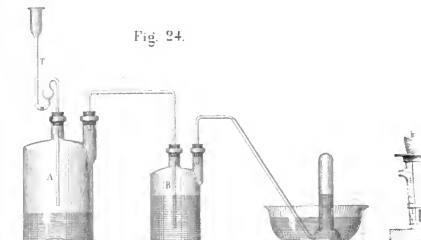


Fig. 26.

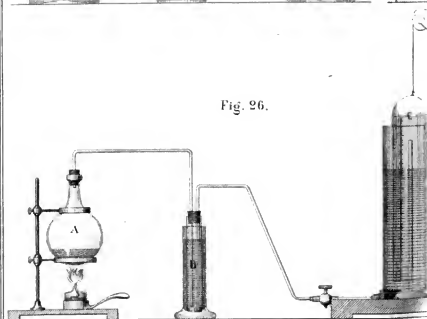


Fig. 25.

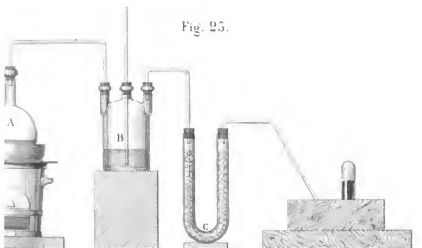


Fig. 27.

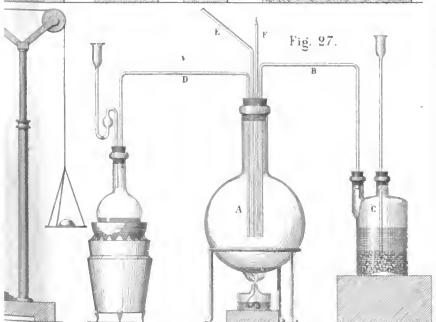


Fig. 28.



Fig. 30.

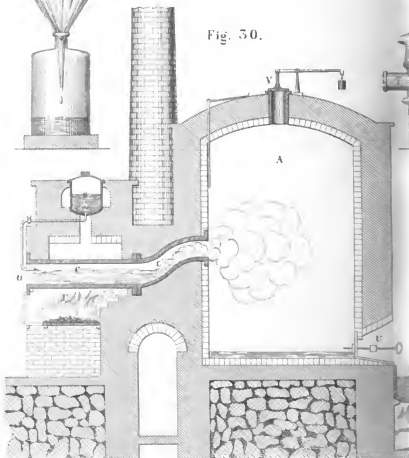


Fig. 29.

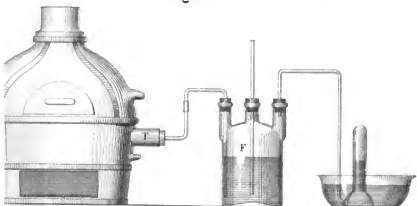


Fig. 31.

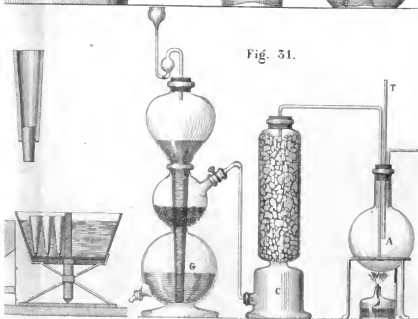


Fig. 32

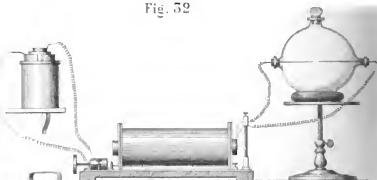


Fig. 34

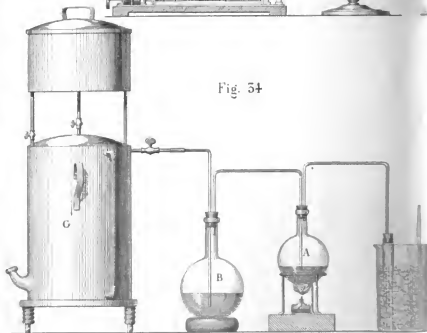


Fig. 55

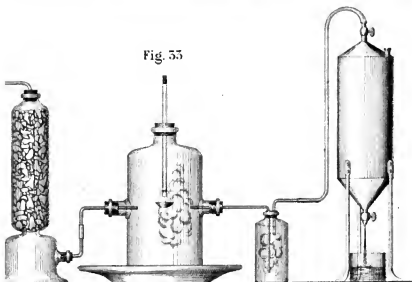
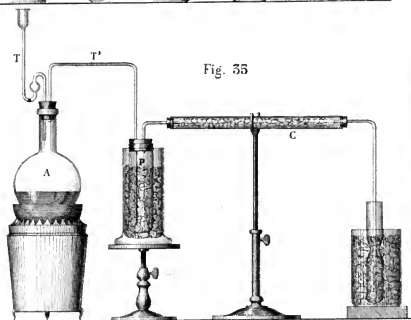
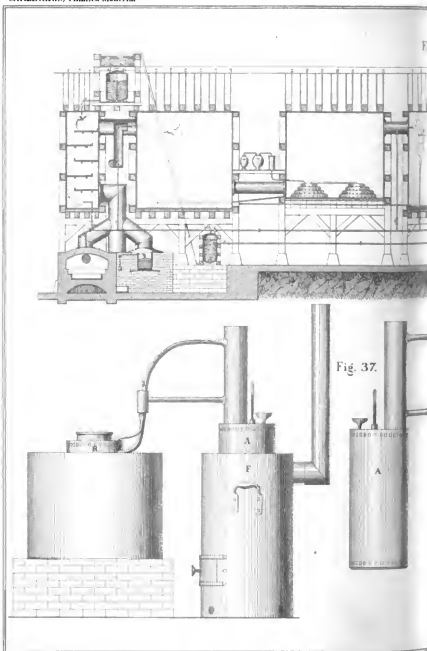


Fig. 35





36.

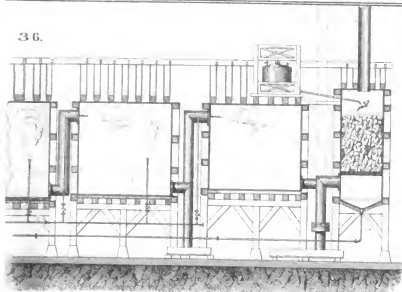


Fig. 38.

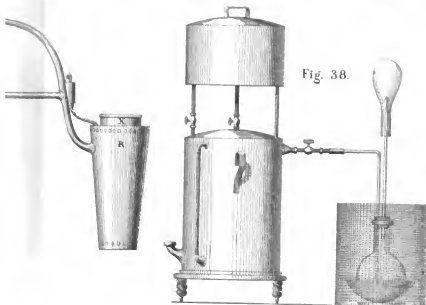


Fig. 39.

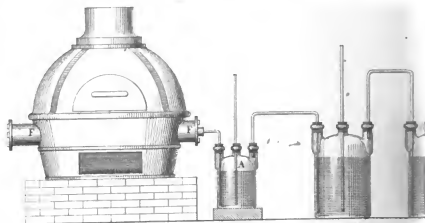


Fig. 41.

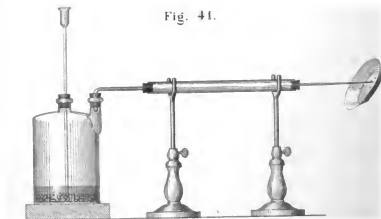


Fig. 40.

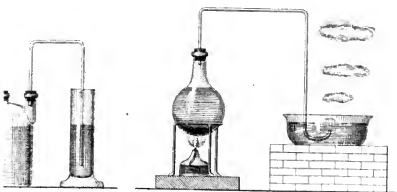


Fig. 42.

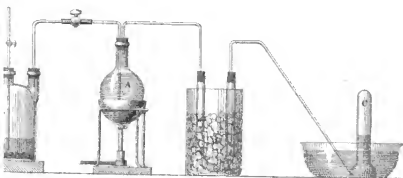


Fig. 43.



Fig. 44.

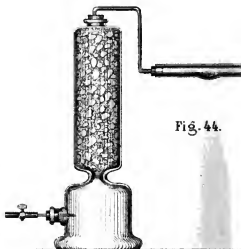


Fig. 46.

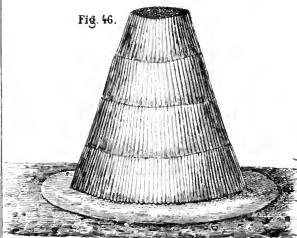


Fig. 47.



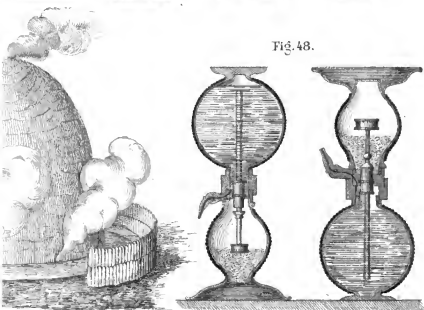
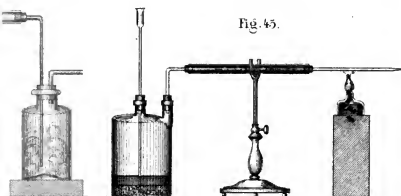


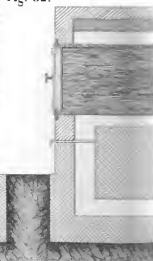
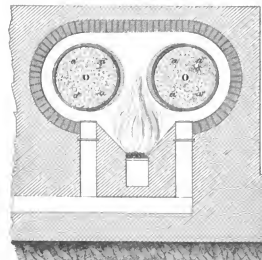
Fig. 49.

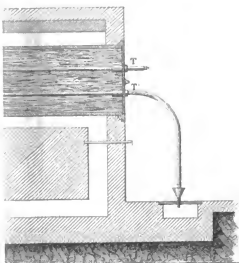
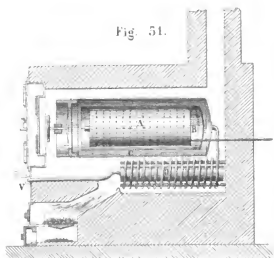
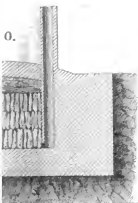


Fig



Fig. 52.





1873

Fig. 54.

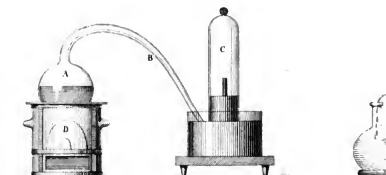


Fig. 56.

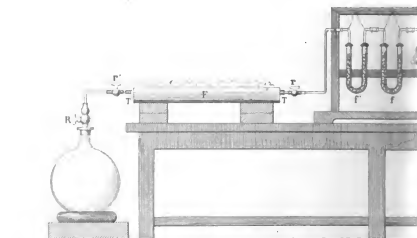


Fig. 55.

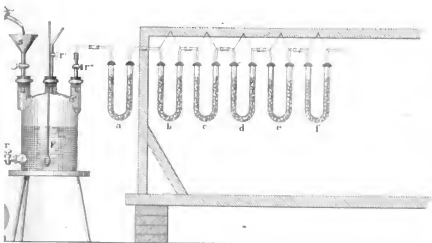
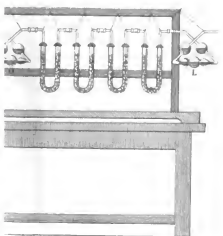


Fig. 57.



Fiorina P. P. — Trattato teorico pratico e storia della macchina a vapore. — Versione dall'inglese con aggiunte. — Un vol. in-16 con 38 figure	L. 5 »
Faà di Bruno Cav. Prof. FRANCESCO. — Cenni elementari sopra il calcolo degli errori, con tavole stereotipate, utili ai cultori delle scienze d'osservazione	3 50
Fca Cav. Archit. GIUSEPPE. — Principii fondamentali della prospettiva lineare ed aerea. — Un vol. in-16 con 8 tavole	3 »
Lodi Prof. FORTUNATO. — Studi pratici per disegnare le ombre nei disegni geometrici di architettura, con incisioni intercalate nel testo; seconda edizione	2 »
Montagna Cav. CRESCENZO — Generazione della terra, metodicamente esposta con nuovi principii di geologia e corredata di 50 tavole litografiche disegnate dall'autore. — Un vol. di 480 pagine in-8° gr.	15 »
Morselli ANTONIO. — La prospettiva pratica. — Trentadue tavole in-4° colle relative spiegazioni	10 »
Nussi Ing. ANTONIO. — L'ingegnere da tasca, ossia manuale ad uso degli ingegneri, geometri ed imprenditori di lavori, utilissimo di aversi in campagna ed al tavolo a chi rileva, progetta, dirige ed eseguisce lavori di fabbriche, ponti, strade comuni e ferrate, macchine a vapore, ruote idrauliche e condotte d'acqua.	5 »
Pegoretti Ing. GIOVANNI. — Manuale pratico per l'estimazione dei lavori architettonici, stradali, idraulici e di fortificazione, ad uso degli ingegneri ed architetti; seconda edizione, riveduta ed ampliata a cura di diversi ingegneri, con una nota sulla costruzione delle strade comunali e ferrate, dell'ing. cav. ANTONIO CANTALUPI. — Due volumi in-8° gr. di oltre 1000 pagine, con 14 tavole in litografia e varie incisioni intercalate nel testo	30 »
Purgotti SEBASTIANO — Trattato di chimica, applicata specialmente alla medicina ed all'agricoltura. — 3 vol. in-8° »	20 »
Roggeri COSTANTINO. — Manuale dell'estimatore, contenente gli elementi di perizia occorrenti per la costruzione di qualunque edificio; formolarii per relazioni d'estimo di fabbricati, colla inserzione delle nuove provvidenze riflettenti le servitù prediali, emanate nel titolo III del libro 2° del Codice Civile; quinta edizione	4 50
Santini Prof. GIOVANNI. — Tavole dei logaritmi dei numeri naturali dall'1 sino al 101,000, e dei seni, coseni, tangenti e cotangenti, precedute da un trattato di trigonometria piana e sferica; terza edizione riveduta e corretta. — Un vol in-8° gr. con figure	8 »
Talotti Ing. GIAMBATTISTA. — Sulla quadratura della superficie delle volte, manuale pratico	2 »
Turazza Prof. DOMENICO. — Il moto dei sistemi rigidi. — Un vol. in-8° con figure	6 »
Detto — Trattato di idrometria o di idraulica pratica; seconda edizione interamente rifusa e notabilmente aumentata. — Un vol. in-8° gr. con figure	10 »

CORSO ELEMENTARE
DI
CHIMICA MODERNA

ADORNO DI MOLTE TAVOLE ILLUSTRATIVE

per cura

DEL PROFESSORE

PROSPERO CARLEVARIS

Questo Corso di **Chimica Moderna**, compilato da uno dei più anziani fra i nostri insegnanti, è un eccellente libro per quanti non vogliano sottrarsi ignari delle moderne teorie, ed amino ad un tempo conoscere, se non minutamente ed ampiamente descritte, almeno sufficientemente delineate le trasformazioni precipue della scienza in arte ed industria.

L'opera sarà divisa in tre parti, ognuna delle quali potrà stare da sé. La prima sarà consacrata alle generalità della scienza esposte con molta chiarezza, ed alla descrizione dei metalloidi, delle precipue loro combinazioni e miscugli; la seconda tratterà dei metalli utili, delle leghe e delle combinazioni saline; la terza finalmente sarà dedicata alla chimica organica.

Assieme al testo usciranno, in apposite tavole, le figure degli apparecchi in quello descritti. Disegnate in gran parte dal vero con molto studio ed accuratezza.

Contemporaneamente a questa pubblicazione, è nostro proposito intraprendere quella di una serie di Monografie delle principali tra le pratiche applicazioni della chimica, sul fare di quella di cui il predetto Prof. Carlevaris ci acconsente la stampa fin d'ora sotto il titolo di *Lezioni sulle antiche e sulle nuove polveri da guerra*.

▲ **Augusto Federico Negro**

Editore — 4, via Alfieri, 4 — Torino.

CONDIZIONI DI ASSOCIAZIONE

Tutta l'opera sarà compresa in tre volumi, ognuno dei quali conterà di circa 20 fogli di stampa di 16 pagine in-8° grande.

La distribuzione verrà fatta a volumi intieri o a frazioni di volume, e contemporaneamente al testo verranno distribuite le tavole relative.

Per quelli che si associano al Corso completo, il prezzo è fissato a 20 centesimi per ogni foglio di stampa e per ciascuna tavola.

Tale prezzo viene portato a 25 centesimi per ogni foglio di stampa e per ogni tavola per coloro che faranno acquisto di volumi separatamente.

Le spese di bollo e registro sono a carico del sottoscrittore, che per tutti gli effetti e conseguenze dell'associazione elegge domicilio in Torino.

Le commissioni di quest'opera date per mezzo di lettera alla Casa Editrice implicheranno piena adesione alle presenti condizioni.

00569345

